

Национальный институт образования

# ХИМИЯ

ФАКУЛЬТАТИВНЫЕ ЗАНЯТИЯ



Т.А. Колевич, Вад.Э. Матулис, Вит.Э. Матулис

## УДИВИТЕЛЬНЫЙ МИР НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

10 КЛАСС

ISBN 978-985-471-391-5



Пособие для учителей

УДК 373.3.016:54  
ББК 74.262.4  
К60

**Колевич, Т. А.**  
К60 Удивительный мир неорганической химии : 10-й кл. : пособие для учителей общеобразоват. учреждений с белорус. и рус. яз. обучения / Т. А. Колевич, Вад. Э. Матулис, Вит. Э. Матулис. — Минск : Адукацыя і выхаванне, 2010. — 56 с. — (Химия. Факультативные занятия)

ISBN 978-985-471-391-5.

УДК 373.3.016:54  
ББК 74.262.4

ISBN 978-985-471-391-5

© НМУ «Национальный институт образования», 2010  
© Оформление. РУП «Издательство “Адукацыя і выхаванне”», 2010

## УЧЕБНАЯ ПРОГРАММА

### ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Факультатив «Удивительный мир неорганической химии» ориентирован на учащихся X классов, которые хотят расширить и закрепить свои знания по химии.

Данный факультатив изучается в X классе на III ступени общеобразовательной школы параллельно с основным курсом учебного предмета «Химия».

Цель факультатива — повысить интерес учащихся к изучению химии, активизировать познавательные способности, познакомить с наиболее интересными фактами программного школьного материала X класса по химии.

Задачи факультатива — организация целенаправленной работы по дополнительному изучению учебного предмета; практическое знакомство с химическими явлениями и веществами, изучаемыми в школьном курсе; обобщение и закрепление информации, полученной учащимися на уроках.

Программа данного факультатива построена в соответствии с программой курса химии для X класса общеобразовательных учреждений. В X классе изучаются основные темы неорганической химии. Занятия факультатива сопровождают занятия основного курса и рассчитаны на изучение наиболее интересных вопросов, непосредственно связанных с программным материалом. Факультатив предполагает одно занятие (1 ч) в неделю. На каждом занятии рассматривается как теоретическая часть, не выходящая за рамки школьной программы и учебника, так и практическая часть в виде демонстрации, лабораторного опыта либо практической работы, выполнение которых учителем либо учащимися, несомненно, повысит интерес к учебной деятельности.

Программа учебного предмета «Химия» для X класса предполагает изучение основ общей и неорганической химии. Тема «Основные понятия и законы химии», как правило, не вызывает большого интереса у учащихся, поэтому на

факультативных занятиях основное внимание отводится практической работе с веществами. Это демонстрация коллекций неорганических веществ, осуществление переходов между агрегатными состояниями, очистка веществ, которые, несомненно, заинтересуют учащихся.

Темы «Строение атома и периодический закон» и «Химическая связь» основного курса на занятиях данного факультатива могут быть дополнительно раскрыты через материалы интернет-сайтов, на которых представлены красочные интерактивные модели таблиц периодической системы, атомных и молекулярных орбиталей, схемы образования химических связей и др. Кроме этого при проведении занятий в компьютерном классе можно осуществить моделирование различных молекулярных структур.

Изучение раздела «Химические реакции» вызывает обычно большие трудности. На факультативных занятиях учащимся будут демонстрироваться красочные опыты, иллюстрирующие зависимость скорости химических реакций от концентрации реагирующих веществ, влияние соотношения концентраций на положение равновесия, примеры окислительно-восстановительных процессов.

Факультативные занятия по химии растворов ориентированы на знакомство учащихся с основами количественного анализа, с такими понятиями, как молярная концентрация, рН, кислотно-основное титрование. Эти занятия будут способствовать не только развитию практических навыков, но и профессиональному самоопределению учащихся.

В курсе X класса изучается химия элементов, включающая химию неметаллов и химию металлов. В разделе «Химия неметаллов» основное внимание уделяется практическому знакомству с изучаемыми в основном курсе веществами, их значению в повседневной жизни. В разделе, посвящённом химии металлов, рассматриваются как теоретические вопросы, обобщающие свойства металлов и их соединений, так и такие практически значимые явления, как коррозия металлов и электролиз.

В списке литературы приводятся ссылки на теоретический материал, описания методик демонстрационных и ученических

экспериментов. Ряд ссылок — на публикации научно-методического журнала «Хімія: проблеми викладання», который есть в школах и у учителей. Имеются ссылки на интернет-ресурсы, работа с которыми сейчас доступна школам. Кроме этого для компьютерного моделирования можно рекомендовать такие известные программы, как Chem Office и Hyper Chem.

## СОДЕРЖАНИЕ ПРОГРАММЫ

(1 ч в неделю; всего 35 ч)

### Тема 1. Мир неорганических веществ (1 ч)

Мир неорганических веществ. Металлы и неметаллы. Оксиды, основания, кислоты и соли. Знакомство с представителями основных классов неорганических соединений.

#### *Демонстрации*

1. Коллекция образцов неорганических веществ.

### Тема 2. Азбука химии. Основные понятия и законы химии (3 ч)

Атомы, молекулы, ионы — основные структурные элементы веществ. Химические соединения. Характерные свойства веществ молекулярного и немолекулярного строения.

Абсолютно чистых веществ не бывает. Чистые вещества и смеси. Как можно очистить вещество.

Вещества бывают твёрдыми, жидкими и газообразными. Агрегатные состояния вещества.

#### *Демонстрации*

1. Образцы простых и сложных веществ, веществ молекулярного и немолекулярного строения. Возгонка иода.

2. Перегонка жидкости.

#### *Лабораторный опыт*

1. Очистка соли методом перекристаллизации.

### Тема 3. Периодический закон — фундаментальный закон естествознания (3 ч)

История открытия периодического закона. Жизнь и научная деятельность Д. И. Менделеева. Сущность периодического закона. О чём Менделеев мог только мечтать.

Опыт Э. Резерфорда. Планетарная модель атома. Странный мир элементарных частиц. Постулаты Бора. Состояние электрона в атоме. Атомная орбиталь.

Связь между строением электронных оболочек атомов и значениями возможных валентностей и степеней окисления элементов в соединениях, количественный состав неорганических соединений.

Таблицы Менделеева бывают разными, даже спиральными и фрактальными.

#### *Демонстрации*

1. Материалы интернет-сайтов [www.webelements.com](http://www.webelements.com), [www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron](http://www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron), <http://pearl.lanl.gov> и других.

2. Таблицы периодической системы.

### **Тема 4. Как из атомов образуются вещества. Химическая связь и строение вещества (5 ч)**

Почему и как атомы соединяются между собой. Химические связи создали наш мир.

Увидим невидимое. Пространственное строение молекул, образованных атомами элементов 2-го периода.

Почему одни вещества прочные, а другие — нет, одни легкоплавкие, а другие — нет. Почему вещества имеют запах.

Почему благодаря воде на Земле есть жизнь. Межмолекулярное взаимодействие и водородная связь.

#### *Демонстрации*

1. Материалы интернет-сайта [www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron](http://www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron).

2. Отношение к нагреванию веществ молекулярного и немолекулярного строения.

3. Модели молекул и кристаллических структур.

#### *Лабораторные опыты*

1. Изготовление шаростержневых моделей молекул.

#### *Практическая работа*

1. Моделирование на компьютере молекул веществ (1 ч).

### **Тема 5. Мир химических реакций (4 ч)**

Химическая реакция может быть «печкой» или «холодильником». Тепловой эффект химической реакции. Важнейшие экзотермические и эндотермические реакции.

Что общего между мгновенно протекающим взрывом и ростом сталактита, который может длиться десятилетиями. Быстрые и медленные химические реакции. Влияние концентрации реагирующих компонентов на скорость химической реакции.

«Химические качели» — химическое равновесие. Смещение химического равновесия при действии различных факторов. Принцип Ле Шателье.

Война за электроны. Окислительно-восстановительные процессы.

#### *Демонстрации*

1. Экзотермические реакции.

2. Влияние концентрации на скорость (реакция Ландольта — окисление тиосульфата натрия иодатом).

3. Смещение химического равновесия димеризации диоксида азота при изменении температуры.

4. Образцы окислителей и восстановителей. Окислительно-восстановительные реакции (взаимодействие сульфита натрия с перманганатом калия в нейтральной, кислой и щелочной среде).

### **Тема 6. Без воды в лаборатории и в жизни не обойтись. Химия растворов (4 ч)**

Смешаем два раствора... Реакции между растворами неорганических соединений.

Как подсчитать число частиц в растворе, налитом в колбу. Молярная концентрация.

Почему лимонный сок кислый, а раствор щёлочи — мыльный. Индикаторы — «вещества-хамелеоны». Кислая, нейтральная и щелочная реакция среды раствора, pH растворов кислот и щелочей.

Как получить точнейшие результаты при смешивании растворов. Использование метода титрования в количественном химическом анализе.

#### *Лабораторные опыты*

1. Приготовление раствора с определённой молярной концентрацией кислоты.

2. Исследование реакции среды растворов с помощью индикаторов.

3. Установление молярной концентрации раствора кислоты титрованием раствором щёлочи с известной молярной концентрацией.

#### *Практическая работа*

1. Реакции между растворами неорганических солей, кислот, щелочей.

### **Тема 7. Интересные страницы химии неметаллов (7 ч)**

Водород — экологически чистое топливо будущего. Получение водорода.

Опасные галогены и безобидные галогениды. Сравнительная характеристика свойств галогенов. Свойства галогеноводородных кислот и их солей.

Концентрация имеет значение. Особенности химических свойств концентрированной и разбавленной серной кислоты.

Зачем человечеству нужны миллионы тонн аммиака. Получение аммиака в лаборатории и в промышленности. Соли аммония и их значение.

Азотная кислота. Необычное строение, необычные свойства.

Из чего мы строим дома. Значение карбонатов и силикатов. Как получают хорошие урожаи. Минеральные удобрения.

#### *Демонстрации*

1. Получение водорода и взрыв гремучего газа.
2. Свойства концентрированной серной кислоты.
3. Получение аммиака и испытание индикатором его водного раствора (аммиачный фонтан). Таинственный дым (образование хлорида аммония).
4. Образцы карбонатов и силикатов.
5. Вытеснение кремниевой кислоты пропусканием углекислого газа через раствор силиката натрия.

#### *Лабораторные опыты*

1. Вытеснение менее активных галогенов более активными из растворов солей галогеноводородных кислот.
2. Взаимодействие разбавленной азотной кислоты с медью.
3. Исследование качественного состава минерального удобрения.

### **Тема 8. От наконечника копья до современных машин. Что мы знаем о металлах (8 ч)**

Положение металлов в периодической системе.

Металлы в нашей жизни. Характерные степени окисления различных металлов.

Нахождение металлов в природе. Общие методы получения металлов.

Борьба противоположностей. Взаимодействие металлов с неметаллами и другими веществами.

Составим «портрет» химического элемента по свойствам его оксида и гидроксида. Амфотерные оксиды и гидроксиды.

Почему железо ржавеет, а золото — нет. Сравнение химической активности металлов. Ряд активности металлов.

Коррозия железа. Почему оцинкованное ведро не ржавеет.

Электрический ток — самый чистый химический реагент. Электролиз расплавов и растворов солей.

#### *Демонстрации*

1. Коллекции металлов, образцы солей металлов.
2. Образцы руд металлов.
3. Взаимодействие между алюминием и иодом.
4. Взаимодействие алюминия с раствором щёлочи.
5. Электролиз растворов солей.

#### *Лабораторные опыты*

1. Вытеснение металлов из растворов их солей более активными металлами.
2. Коррозия железного гвоздя в различных условиях.

#### **Ожидаемые результаты**

Факультативные занятия позволят учащимся лучше усвоить программный материал; развить навыки работы с химическими соединениями и выполнения химического эксперимента. Факультативные занятия предусматривают также развитие творческого мышления учащихся, расширение кругозора, повышение их интереса к изучению химии, профессиональное самоопределение.

## ПОСОБИЕ ДЛЯ УЧИТЕЛЕЙ

Данное пособие для учителя включает материал, актуальный при проведении факультативных занятий.

В соответствии с программой даётся поурочное тематическое планирование, рассчитанное на 35 часов.

Для факультатива разработано пособие для учащихся, где приведён весь необходимый теоретический материал. При этом основное внимание уделяется наиболее трудным для усвоения вопросам, например, трактовке понятий *масса атома*, *количество вещества*; общей классификации веществ; понятию о квантово-химической теории строения атома; теоретическим предпосылкам периодического закона; зависимости свойств соединений химических элементов от строения образующих их атомов; причинам образования химической связи; взаимосвязи свойств химического соединения и типа химической связи между образующими его атомами. Значительное внимание уделяется наиболее трудным вопросам темы «Химические реакции». Это условия необратимого протекания реакций ионного обмена; понятие скорости химической реакции; зависимость скорости от концентрации; особенности характеристики обратимых реакций. Все теоретические вопросы иллюстрируются многочисленными наглядными примерами и занимательными фактами.

Используя настоящее пособие, учитель имеет возможность посвятить учебное время решению задач, что является настоящим «камнем преткновения» для изучающих химию. В пособии приведены задачи, решение которых позволит закрепить изученный теоретический материал и выработает навыки, необходимые для участия в химических олимпиадах и централизованном тестировании. Приводятся задачи, требующие расчётов по уравнениям химических реакций, задачи на поглощение газов растворами и задачи на разность масс и объёмов. Такой выбор типов задач охватывает наиболее сложные и актуальные типы расчётов, которые в последнее время часто встречаются на вступительных испытаниях и олимпиадах. Приведены подробные решения с анализом и задачи для самостоятельной работы с ответами.

## ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

№ п/п	Тема занятий
	<b>Тема 1. Мир неорганических веществ</b>
1	Мир неорганических веществ. Металлы и неметаллы. Оксиды, основания, кислоты и соли. Знакомство с представителями основных классов неорганических соединений. <i>Демонстрация.</i> Коллекция образцов неорганических веществ
	<b>Тема 2. Азбука химии. Основные понятия и законы химии</b>
2	Атомы, молекулы, ионы — основные структурные элементы веществ. Химические соединения. Характерные свойства веществ молекулярного и немоллекулярного строения. <i>Демонстрация.</i> Образцы простых и сложных веществ, веществ молекулярного и немоллекулярного строения. Возгонка иода
3	Абсолютно чистых веществ не бывает. Чистые вещества и смеси. Как можно очистить вещество. <i>Лабораторный опыт.</i> Очистка соли методом перекристаллизации
4	Вещества бывают твёрдыми, жидкими и газообразными. Агрегатные состояния вещества. <i>Демонстрация.</i> Перегонка жидкости
	<b>Тема 3. Периодический закон — фундаментальный закон естествознания</b>
5	История открытия периодического закона. Жизнь и научная деятельность Д. И. Менделеева. Сущность периодического закона. О чём Менделеев мог только мечтать
6	Опыт Э. Резерфорда. Планетарная модель атома. Странный мир элементарных частиц. Постулаты Бора. Состояние электрона в атоме. Атомная орбиталь. <i>Демонстрация.</i> Материалы интернет-сайтов <a href="http://www.webelements.com">www.webelements.com</a> , <a href="http://www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron">www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron</a> , <a href="http://pearl.lanl.gov">http://pearl.lanl.gov</a> и других
7	Связь между строением электронных оболочек атомов и значениями возможных валентностей и степеней окисления элементов в соединениях, количественный состав неорганических соединений.

№ п/п	Тема занятий
	Таблицы Менделеева бывают разными, даже спиральными и фрактальными. <i>Демонстрация.</i> Таблицы периодической системы
	<b>Т е м а 4. Как из атомов образуются вещества. Химическая связь и строение вещества</b>
8	Почему и как атомы соединяются между собой. Химические связи создали наш мир. <i>Демонстрация.</i> Материалы интернет-сайта <a href="http://www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron">www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron</a>
9	Увидим невидимое. Пространственное строение молекул, образованных атомами элементов 2-го периода. <i>Лабораторный опыт.</i> Изготовление шаростержневых моделей молекул
10	Почему одни вещества прочные, а другие — нет, одни легкоплавкие, а другие — нет. Почему вещества имеют запах. <i>Демонстрация.</i> Отношение к нагреванию веществ молекулярного и немолекулярного строения
11	Почему благодаря воде на Земле есть жизнь. Межмолекулярное взаимодействие и водородная связь. <i>Демонстрация.</i> Модели молекул и кристаллических структур
12	<i>Практическая работа.</i> Моделирование на компьютере молекул веществ
	<b>Т е м а 5. Мир химических реакций</b>
13	Химическая реакция может быть «печкой» или «холодильником». Тепловой эффект химической реакции. Важнейшие экзотермические и эндотермические реакции. <i>Демонстрация.</i> Экзотермическая реакция
14	Что общего между мгновенно протекающим взрывом и ростом сталактита, который может длиться десятилетиями. Быстрые и медленные химические реакции. Влияние концентрации реагирующих компонентов на скорость химической реакции. <i>Демонстрация.</i> Влияние концентрации на скорость (реакция Ландольта — окисление тиосульфата натрия иодатом)

№ п/п	Тема занятий
15	«Химические качели» — химическое равновесие. Смещение химического равновесия при действии различных факторов. Принцип Ле Шателье. <i>Демонстрация.</i> Смещение химического равновесия димеризации диоксида азота при изменении температуры
16	Война за электроны. Окислительно-восстановительные процессы. <i>Демонстрация.</i> Образцы окислителей и восстановителей. Окислительно-восстановительные реакции (взаимодействие сульфита натрия с перманганатом калия в нейтральной, кислой и щелочной среде)
	<b>Т е м а 6. Без воды в лаборатории и в жизни не обойтись. Химия растворов</b>
17	Смешаем два раствора... Реакции между растворами неорганических соединений. <i>Практическая работа.</i> Реакции между растворами неорганических солей, кислот, щелочей
18	Как подсчитать число частиц в растворе, налитом в колбу. Молярная концентрация. <i>Лабораторный опыт.</i> Приготовление раствора с определённой молярной концентрацией кислоты
19	Почему лимонный сок кислый, а раствор щёлочи — мыльный. Индикаторы — «вещества-хамелеоны». Кислая, нейтральная и щелочная реакция среды раствора, рН растворов кислот и щелочей. <i>Лабораторный опыт.</i> Исследование реакции среды растворов с помощью индикаторов
20	Как получить точнейшие результаты при смешивании растворов. Использование метода титрования в количественном химическом анализе. <i>Лабораторный опыт.</i> Установление молярной концентрации раствора кислоты титрованием раствором щёлочи с известной молярной концентрацией

№ п/п	Тема занятий
	<b>Тема 7. Интересные страницы химии неметаллов</b>
21	Водород — экологически чистое топливо будущего. Получение водорода. <i>Демонстрация.</i> Получение водорода и взрыв гремучего газа
22	Опасные галогены и безобидные галогениды. Сравнительная характеристика свойств галогенов. Свойства галогеноводородных кислот и их солей. <i>Лабораторный опыт.</i> Вытеснение менее активных галогенов более активными из растворов солей галогеноводородных кислот
23	Концентрация имеет значение. Особенности химических свойств концентрированной и разбавленной серной кислоты. <i>Демонстрация.</i> Свойства концентрированной серной кислоты
24	Зачем человечеству нужны миллионы тонн аммиака. Получение аммиака в лаборатории и в промышленности. Соли аммония и их значение. <i>Демонстрации.</i> Получение аммиака и испытание индикатором его водного раствора (аммиачный фонтан). Таинственный дым (образование хлорида аммония)
25	Азотная кислота. Необычное строение, необычные свойства. <i>Лабораторный опыт.</i> Взаимодействие разбавленной азотной кислоты с медью
26	Из чего мы строим дома. Значение карбонатов и силикатов. <i>Демонстрации.</i> Образцы карбонатов и силикатов. Вытеснение кремниевой кислоты пропусканием углекислого газа через раствор силиката натрия
27	Как получают хорошие урожаи. Минеральные удобрения. <i>Лабораторный опыт.</i> Исследование качественного состава минерального удобрения
	<b>Тема 8. От наконечника копья до современных машин. Что мы знаем о металлах</b>
28	Положение металлов в периодической системе
29	Металлы в нашей жизни. Характерные степени окисления различных металлов. <i>Демонстрация.</i> Коллекции металлов, образцы солей металлов

№ п/п	Тема занятий
30	Нахождение металлов в природе. Общие методы получения металлов. <i>Демонстрации.</i> Образцы руд металлов
31	Борьба противоположностей. Взаимодействие металлов с неметаллами и другими веществами. <i>Демонстрация.</i> Взаимодействие между алюминием и иодом
32	Составим «портрет» химического элемента по свойствам его оксида и гидроксида. Амфотерные оксиды и гидроксиды. <i>Демонстрация.</i> Взаимодействие алюминия с раствором щелочи
33	Почему железо ржавеет, а золото — нет. Сравнение химической активности металлов. Ряд активности металлов. <i>Лабораторный опыт.</i> Вытеснение металлов из растворов их солей более активными металлами
34	Коррозия железа. Почему оцинкованное ведро не ржавеет. <i>Лабораторный опыт.</i> Коррозия железного гвоздя в различных условиях
35	Электрический ток — самый чистый химический реагент. Электролиз расплавов и растворов солей. <i>Демонстрация.</i> Электролиз растворов солей

## СПИСОК ДЕМОНСТРАЦИЙ

### Тема 1. Мир неорганических веществ

1. Коллекция образцов неорганических веществ.

### Тема 2. Азбука химии. Основные понятия и законы химии

1. Образцы простых и сложных веществ, веществ молекулярного и немoleкулярного строения. Возгонка иода.

### Тема 3. Периодический закон — фундаментальный закон естествознания

1. Материалы интернет-сайтов [www.webelements.com](http://www.webelements.com), [www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron](http://www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron), <http://pearl.lanl.gov> и других.

## 2. Таблицы периодической системы.

### Тема 4. Как из атомов образуются вещества. Химическая связь и строение вещества

1. Материалы интернет-сайта [www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron](http://www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron).

2. Отношение к нагреванию веществ молекулярного и немолекулярного строения.

Для демонстрации можно рекомендовать уже известный учащимся иод, нагревать некоторые органические вещества, например сахарозу. В то же время хорошо видно, что нагревание не действует на вещества ионного строения — хлорид натрия, щёлочь, карбонат натрия. Здесь же можно показать обезвоживание кристаллогидрата сульфата меди.

3. Модели молекул и кристаллических структур.

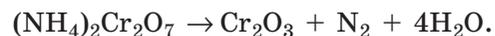
В кабинетах химии имеются модели алмаза, графита, хлорида натрия, металлов и другие.

### Тема 5. Мир химических реакций

1. Экзотермическая реакция.

*Демонстрация реакции «извержение вулкана».* На фарфоровую или металлическую пластинку насыпают в форме вулкана небольшую горку дихромата аммония, после чего к «кратеру» подносят горящую спичку. Начинается бурное извержение. Из кратера вырываются искры. Всё это действительно напоминает извергающийся вулкан, а если к исходному веществу добавить немного магниевого порошка, извержение будет сопровождаться «вулканическими бомбами».

Уравнение реакции:

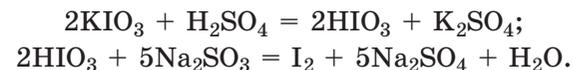


Особенность этой реакции заключается в том, что окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества (внутримолекулярная ОВР). Предложите учащимся установить их самостоятельно.

2. Влияние концентрации на скорость (реакция Ландольта — окисление тиосульфата натрия иодатом).

*Методика выполнения реакции Ландольта.* Иодат калия массой 0,8 г помещают в мерную колбу ёмкостью 100 мл, добавляют туда 1,5 мл концентрированной серной кислоты и 1—2 мл крахмального раствора (раствор I). Объём доводят до 100 мл. Концентрация иодата в полученном растворе равна 0,03 М (раствор II). Раствор сульфита натрия готовят такой же концентрации из безводной соли.

*Выполнение опыта.* В три стакана ёмкостью 150 мл помещают 60, 30 и 10 мл раствора I, во втором и третьем стаканах объём доводят до 60 мл. К растворам в стаканах приливают по 60 мл раствора II. Через некоторое время после смешивания бесцветных прозрачных растворов наблюдается практически мгновенное эффектное возникновение ярко-синего окрашивания. Время появления окрашивания в первом стакане меньше, чем в двух других. Таким образом можно убедиться, как концентрация влияет на скорость химических реакций. Уравнения реакций:



3. Смещение химического равновесия димеризации диоксида азота при изменении температуры.

*Методика.* Собирают прибор из двух круглодонных колб ёмкостью 250 мл, снабжённых пробками с газоотводными трубками. Колбы соединяют между собой резиновой трубкой. Полученную систему сообщающихся сосудов заполняют диоксидом азота так, чтобы бурый газ был виден. Затем одну из колб помещают в сосуд со льдом, а другую — в сосуд с горячей водой. Наблюдайте изменение окраски в колбах. В нагретой колбе должно быть заметно усиление окраски, в охлаждённой — ослабление. Предложите учащимся объяснить наблюдаемое явление и сделать вывод о влиянии температуры на положение равновесия реакции димеризации диоксида азота и ответить на вопрос, является ли эта реакция экзотермической. Герметически закрытый прибор можно использовать многократно.

4. Образцы окислителей и восстановителей. Окислительно-восстановительные реакции (взаимодействие сульфата натрия с перманганатом калия в нейтральной, кислой и щелочной среде).

*Методика.* Поместите в три пробирки по 2—3 мл раствора сульфата натрия. В каждую пробирку добавьте примерно столько же раствора перманганата калия, только в первую пробирку добавляется подкисленный серной кислотой раствор окислителя, во вторую — нейтральный, в третью — раствор перманганата, в который добавлено около 1 мл раствора щёлочи. В первой пробирке раствор станет практически бесцветным, во второй выпадет бурый осадок, в третьей раствор приобретёт зелёную окраску. Предложите учащимся написать уравнения протекающих реакций и сделать выводы об окислительных свойствах перманганата калия в различных средах.

#### **Тема 7. Интересные страницы химии неметаллов**

1. Получение водорода и взрыв гремучего газа.

*Методика.* Получите водород в приборе для получения газов и наполните им пробирку, вытеснив из неё воду. Поднесите пробирку к горящей спиртовке. Если взрыв гремучего газа не произойдёт, наполните водородом другую пробирку, в которой оставалось немного воздуха. При этом хлопок будет гораздо заметнее. Предложите объяснить наблюдаемое явление.

2. Свойства концентрированной серной кислоты.

Можно рекомендовать показ теплового эффекта растворения серной кислоты в воде. Лить кислоту в воду! Также удобно показать окислительное действие концентрированной серной кислоты на цинк и медь.

3. Получение аммиака и испытание индикатором его водного раствора (аммиачный фонтан). Таинственный дым (образование хлорида аммония).

*Методика.* Для получения аммиачного фонтана круглодонную колбу наполняют аммиаком, закрывают пробкой с двумя отверстиями, в одном из которых стеклянная трубка, в другом — пипетка с водой и фенолфталеином. Колбу переворачивают и трубку помещают в сосуд с водой. Пипеткой впрыскивают в колбу несколько капель воды. Аммиак раство-

ряется в ней, в колбе создаётся разрежение, и вода из нижнего сосуда фонтаном устремляется в колбу. Благодаря фенолфталеину фонтан имеет малиновый цвет.

Если сблизить горлышками бутылки с концентрированными растворами аммиака и хлороводорода, над сосудами возникает «таинственный дым» из мельчайших частичек хлорида аммония.

4. Образцы карбонатов и силикатов.

5. Вытеснение кремниевой кислоты пропусканием углекислого газа через раствор силиката натрия.

Для демонстрации этой реакции необходимо пропустить струю углекислого газа через раствор силиката натрия. Можно использовать раствор силикатного клея.

#### **Тема 8. От наконечника копья до современных машин. Что мы знаем о металлах**

1. Коллекции металлов, образцы солей металлов.

2. Образцы руд металлов.

3. Взаимодействие между алюминием и иодом.

Положите в фарфоровую чашку, помещённую в кольцо штатива, по 1 шпателю порошка иода и алюминиевой пудры, перемешайте смесь и капните на неё каплю воды. Опыт проводите под тягой. Реакция протекает очень бурно.

4. Взаимодействие алюминия с раствором щёлочи.

В пробирку с раствором щёлочи поместите алюминиевые гранулы и подогрейте пробирку. Наблюдается выделение водорода. Напишите уравнение протекающей реакции.

5. Электролиз растворов солей.

Проведите электролиз в чашке Петри, помещённой на экран кодоскопа. Наиболее эффектно опыт наблюдается для раствора хлорида натрия в присутствии фенолфталеина. Катодное пространство окрашивается в малиновый цвет. При электролизе раствора иодида калия отчётливо наблюдается выделение иода. Эффект можно усилить добавлением крахмала. Возможно проведение электролиза и других веществ. Предложите учащимся объяснить наблюдаемые явления.

## ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ

### Тема 2. Азбука химии. Основные понятия и законы химии

#### 1. Очистка соли методом перекристаллизации.

*Очистка поваренной соли.*

Взвесьте на весах 5 г иодированной поваренной каменной соли, всыпьте в химический стакан и налейте туда 20 мл дистиллированной воды. Размешайте соль стеклянной палочкой для растворения. Получилась ли у вас прозрачная жидкость?

Соберите прибор для фильтрования, используя штатив, воронку, кольцо, бумажный фильтр, отфильтруйте раствор соли.

Поместите отфильтрованную жидкость в фарфоровую чашку и осторожно выпарите раствор досуха.

Высыпьте полученную сухую соль из чашки на лист бумаги и рассмотрите её. Чем она отличается от взятой для очистки исходной соли?

### Тема 4. Как из атомов образуются вещества. Химическая связь и строение вещества

#### 1. Изготовление шаростержневых моделей молекул.

Используя набор атомов для составления молекул, составьте модели молекул метана, этана, пропана, аммиака, воды, хлороводорода, серной кислоты. Как эти модели отражают пространственное строение молекул? Как с помощью этих моделей показаны кратные связи в молекулах? В чём достоинства и недостатки данных моделей?

### Тема 6. Без воды в лаборатории и в жизни не обойтись. Химия растворов

#### 1. Приготовление раствора с определённой молярной концентрацией кислоты.

Цель работы — приготовление 0,1 М раствора соляной кислоты. Для этого следует взять концентрированную соляную кислоту, разбавить её дистиллированной водой в соотношении 1 : 10 и разбавленную кислоту использовать в дальнейшей работе. Для определения примерной концентрации разбавленной кислоты следует измерить её плотность с помощью ареометра

и определить концентрацию по справочнику. Далее — рассчитать, какой объём данного раствора потребуется для приготовления 1000 мл 0,1 М соляной кислоты. Рассчитанный объём кислоты следует отмерить с помощью цилиндра, поместить в мерную колбу ёмкостью 1000 мл и довести до метки. Определение точной концентрации приготовленного раствора можно осуществить на одном из последующих занятий.

#### 2. Исследование реакции среды растворов с помощью индикаторов.

В пробирки с растворами серной, уксусной кислот, щёлочи и водой поместите полоски индикаторной бумаги. То же наблюдение можно провести с растворами индикаторов.

#### 3. Установление молярной концентрации раствора кислоты титрованием раствором щёлочи с известной молярной концентрацией.

Для выполнения данного задания следует провести титрование приготовленной на предыдущем занятии 0,1 М соляной кислоты 0,1 М раствором щёлочи, приготовленным из фиксала, затем рассчитать молярность приготовленного раствора.

### Тема 7. Интересные страницы химии неметаллов

#### 1. Вытеснение менее активных галогенов более активными из растворов солей галогеноводородных кислот.

Следует провести следующие опыты: действие на растворы бромида и иодида калия хлорной водой; действие на раствор иодида натрия бромной водой. К раствору иодида можно добавить каплю раствора крахмала. Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения протекающих реакций. Сравните химическую активность галогенов.

#### 2. Взаимодействие разбавленной азотной кислоты с медью.

В раствор азотной кислоты поместите кусочек медной проволоки. Наблюдается посинение раствора и выделение бурого газа. Напишите уравнение протекающей реакции.

#### 3. Исследование качественного состава минерального удобрения.

В составе удобрений можно определить с помощью качественных реакций ионы аммония (действием концентриро-

ванной щёлочи), фосфат-ионы (действием раствора нитрата серебра), хлорид-ионы, сульфат-ионы. Проанализируйте предложенное удобрение на наличие указанных ионов.

### Тема 8. От наконечника копья до современных машин. Что мы знаем о металлах

1. Вытеснение металлов из растворов их солей более активными металлами.

Для наблюдения сравнительной активности металлов можно использовать следующие пары «металл — раствор соли»: цинк — медный купорос; железо — медный купорос; алюминий — медный купорос (можно использовать алюминиевую ложку, только реакция идёт довольно медленно); медь — нитрат серебра. Возможны и другие варианты.

2. Коррозия железного гвоздя в различных условиях.

В пробирки поместите по гвоздю. В первую налейте обычную водопроводную воду, во вторую — прокипячённую воду доверху, закройте пробирку пробкой. В третьей пробирке гвоздь обмотайте медной проволокой. На дно четвёртой пробирки поместите кусочек цинка и сверху поместите гвоздь остриём на этот кусочек. В третью и четвёртую пробирки налейте воды. Результат наблюдайте на следующем занятии. Объясните наблюдаемые явления.

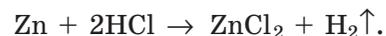
## РАСЧЁТНЫЕ ЗАДАЧИ

### 1. Расчёты по уравнениям реакций

**Пример 1.1.** Какой объём водорода, измеренный при нормальных условиях, выделится при взаимодействии 48,75 г цинка с избытком соляной кислоты?

Анализ и решение.

а) Записываем уравнение реакции:



б) Определяем количество вещества цинка:

$$n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{48,75}{65} = 0,75 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции следует, что при растворении цинка количеством 1 моль образуется 1 моль водорода. Следовательно,

$$n(\text{H}_2) = n(\text{Zn}) = 0,75 \text{ моль.}$$

в) Определяем объём выделившегося водорода при нормальных условиях:

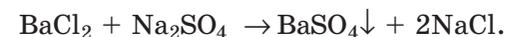
$$V(\text{H}_2) = V_m \cdot n(\text{H}_2) = 22,4 \cdot 0,75 = 16,8 \text{ л.}$$

Ответ:  $V(\text{H}_2) = 16,8 \text{ л.}$

**Пример 1.2.** К раствору, содержащему хлорид бария массой 104 г, прилили раствор, содержащий сульфат натрия массой 92,3 г. Определите массу образовавшегося осадка и массы веществ, оставшихся в растворе.

Анализ и решение.

а) Записываем уравнение реакции:



б) Определяем количество вещества хлорида бария и сульфата натрия:

$$n(\text{BaCl}_2) = \frac{m(\text{BaCl}_2)}{M(\text{BaCl}_2)} = \frac{104}{208} = 0,5 \text{ моль;}$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = \frac{92,3}{142} = 0,65 \text{ моль.}$$

в) Определяем, какое из веществ взято в избытке.

Из уравнения реакции следует, что для реакции с хлоридом бария количеством 1 моль требуется 1 моль сульфата натрия.

Следовательно,

1 моль  $\text{BaCl}_2$  взаимодействует с 1 моль  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;

0,5 моль  $\text{BaCl}_2$  взаимодействует с  $x$  моль  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Отсюда  $x = 0,5$  моль.

0,5 моль — количество вещества сульфата натрия, которое потребуется для реакции. Рассчитанное количество меньше, чем количество  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , которое было взято для реакции (0,65 моль), следовательно,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  взят в избытке. *Расчёт количества вещества (массы, объёма) продукта необходимо прово-*

дуть, используя количество (массу, объём) вещества, взято-го в недостатке, то есть хлорида бария.

г) Определим массу образовавшегося осадка.

Из уравнения реакции следует:

$$n(\text{BaSO}_4) = n(\text{BaCl}_2) = 0,5 \text{ моль.}$$

Тогда

$$m(\text{BaSO}_4) = n(\text{BaSO}_4) \cdot M(\text{BaSO}_4) = 0,5 \cdot 233 = 116,5 \text{ г.}$$

д) Определим массы веществ в растворе.

После завершения реакции в растворе остались хлорид натрия и сульфат натрия. Хлорид бария полностью прореагировал, а сульфат бария выпал в осадок.

Из уравнения реакции следует:

$$n(\text{NaCl}) = 2 \cdot n(\text{BaCl}_2) = 2 \cdot 0,5 = 1 \text{ моль.}$$

Количество прореагировавшего  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  —  $n_{\text{пр}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,5$  моль. Количество исходного  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  —  $n_{\text{исх}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,65$  моль. Следовательно, количество сульфата натрия, оставшегося в растворе:

$$\begin{aligned} n_{\text{ост}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) &= n_{\text{исх}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) - n_{\text{пр}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \\ &= 0,65 - 0,5 = 0,15 \text{ моль.} \end{aligned}$$

Тогда

$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 1 \cdot 58,5 = 58,5 \text{ г;}$$

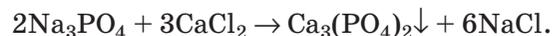
$$m_{\text{ост}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n_{\text{ост}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,15 \cdot 142 = 21,3 \text{ г.}$$

Ответ:  $m(\text{BaSO}_4) = 116,5$  г;  $m(\text{NaCl}) = 58,5$  г;  $m_{\text{ост}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 21,3$  г.

**Пример 1.3.** К раствору, содержащему фосфат натрия массой 4,92 г, прилили избыток раствора хлорида кальция. Определите массу полученного осадка, если массовая доля выхода продукта реакции составила 86 %.

Анализ и решение.

а) Запишем уравнение реакции:



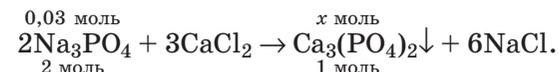
б) Найдём массу  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  для случая, когда массовая доля выхода продукта реакции равна 100 %. Для этого определяем количество фосфата натрия:

$$n(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{Na}_3\text{PO}_4)}{M(\text{Na}_3\text{PO}_4)} = \frac{4,92}{164} = 0,03 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции следует:

$$n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{2} n(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{0,03}{2} = 0,015 \text{ моль.}$$

Для определения количества фосфата кальция удобно над формулами веществ в уравнении реакции записать их количества, а внизу — коэффициенты:



Тогда количество  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  легко найти из пропорции

$$x = \frac{0,03 \cdot 1}{2} = 0,015 \text{ моль;}$$

$$\begin{aligned} m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) &= n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) \cdot M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \\ &= 0,015 \cdot 310 = 4,65 \text{ г.} \end{aligned}$$

Поскольку массовая доля выхода продукта реакции в реальном процессе составила 86 %, то масса осадка, полученная на практике ( $m_{\text{пр}}$ ), будет меньше, чем масса, рассчитанная по уравнению реакции:

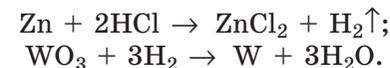
$$m_{\text{пр}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) \cdot \eta}{100 \%} = \frac{4,65 \cdot 86 \%}{100 \%} = 4,0 \text{ г.}$$

Ответ:  $m_{\text{пр}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 4,0$  г.

**Пример 1.4.** Какую массу оксида вольфрама(VI) можно восстановить водородом, полученным при взаимодействии цинка массой 78 г с избытком соляной кислоты?

Анализ и решение.

а) Записываем уравнения химических реакций:



б) Определяем количество цинка:

$$n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{78}{65} = 1,2 \text{ моль.}$$

в) Из первого уравнения реакции следует:

$$n(\text{H}_2) = n(\text{Zn}) = 1,2 \text{ моль.}$$

Выделившийся водород используется далее для восстановления  $\text{WO}_3$ . Следовательно, количество водорода, вступившего во вторую реакцию, равно количеству водорода, выделившегося в первой реакции.

г) Из второго уравнения реакции следует:

$$n(\text{WO}_3) = \frac{1}{3} n(\text{H}_2) = \frac{1,2}{3} = 0,4 \text{ моль.}$$

д) Определяем массу оксида вольфрама(VI):

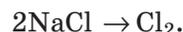
$$m(\text{WO}_3) = n(\text{WO}_3) \cdot M(\text{WO}_3) = 0,4 \cdot 232 = 92,8 \text{ г.}$$

О т в е т:  $m(\text{WO}_3) = 92,8 \text{ г.}$

**Пример 1.5.** Определите максимальную массу хлора, который можно получить из хлорида натрия массой 44,6 г.

А н а л и з и р е ш е н и е.

а) Поскольку в задаче не требуется приводить уравнения соответствующих реакций, составим схему:



При составлении схемы необходимо учесть, что число атомов хлора в левой и правой частях должно быть одинаковым.

б) Определяем количество хлорида натрия:

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{44,6}{58,5} = 0,762 \text{ моль.}$$

в) Из схемы следует:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} n(\text{NaCl}) = \frac{1}{2} \cdot 0,762 = 0,381 \text{ моль.}$$

г) Определяем массу хлора:

$$m(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \cdot M(\text{Cl}_2) = 0,381 \cdot 71 = 27,1 \text{ г.}$$

О т в е т:  $m(\text{Cl}_2) = 27,1 \text{ г.}$

## Задачи для самостоятельного решения

1.6. Определите массу и объём (н.у.) углекислого газа, который выделится при растворении 6,02 г карбоната натрия, содержащего 12 % примесей по массе, в избытке соляной кислоты.

1.7. Определите массу осадка, который образуется при взаимодействии кристаллогидрата бромида натрия  $\text{NaBr} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  массой 4,17 г с избытком раствора нитрата серебра.

1.8. В результате взаимодействия 30 г мела, содержащего примесь песка, с избытком соляной кислоты выделилось 6,05 л газа (н.у.). Вычислите массовую долю примеси песка в данном образце мела.

1.9. Смесь аммиака и кислорода (объём смеси при н.у. равен 20 л) подожгли. Определите объёмы (н.у.) газообразных веществ в смеси, полученной после окончания реакции, если известно, что объёмная доля кислорода в исходной смеси составляла 60 %.

1.10. К раствору, содержащему 3,4 г нитрата серебра, добавили раствор сульфида натрия, в котором масса  $\text{Na}_2\text{S}$  равна 1,17 г. Определите массу осадка и массы веществ в образовавшемся растворе.

1.11. Объём смеси водорода и хлора составлял 50 мл. После их взаимодействия осталось 10 мл хлора (водород прореагировал полностью; все объёмы измерены при одинаковых условиях). Найдите составы исходной и конечной смесей в объёмных долях.

1.12. Избыток хлора пропустили через раствор, содержащий 0,1 моль бромида калия, при этом выделилось 6,4 г брома. Определите массовую долю выхода продукта реакции.

1.13. Рассчитайте массу магнитного железняка, содержащего кроме  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ещё 12 % примесей, которую необходимо взять для получения 60 кг железа, если потери при производстве составляют 7 %.

1.14. Хлор, полученный действием соляной кислоты, содержащей 15 г  $\text{HCl}$ , на избыток оксида марганца(IV), пропустили через раствор бромида калия, в котором масса  $\text{KBr}$  равна 11,9 г. Определите массу брома, который выделился при этом, если массовая доля выхода продукта реакции на первой стадии составляет 80 %, а на второй — 70 %.

1.15. Рассчитайте массу магнитного железняка, содержащего 86 % оксида железа(II, III), необходимую для получения 250 т чугуна, массовая доля железа в котором равна 94,4 %, если производственные потери составляют 6,5 %.

1.16. Какой объём (н.у.) воздуха, содержащего 21 % кислорода по объёму, необходим для полного сжигания 0,54 кг газовой смеси водорода и угарного газа, в которой массовая доля водорода составляет 30 %?

1.17. Навеску пищевой соды нагревали непродолжительное время. При этом половина пищевой соды разложилась с образованием кальцинированной соды.

а) Приведите химические формулы пищевой и кальцинированной соды.

б) Запишите уравнение химической реакции, протекающей в этом опыте.

в) Рассчитайте массовую долю пищевой соды в смеси, образовавшейся после нагревания.

г) Чему равна массовая доля химического элемента кислорода в смеси, полученной после нагревания?

#### О т в е т ы

1.6. 2,2 г и 1,12 л.

1.7. 5,64 г.

1.8. 10 %.

1.9. 4 л азота и 6 л кислорода.

1.10. 2,48 г осадка, 1,7 г нитрата натрия и 0,39 г сульфида натрия.

1.11. Исходная смесь: 40 % водорода и 60 % хлора. Конечная смесь: 20 % хлора и 80 % хлороводорода.

1.12. 80 %.

1.13. 102,1 кг.

1.14. 5,6 г.

1.15. 405,3 т.

1.16. 5,04 м<sup>3</sup>.

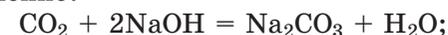
1.17. а) NaHCO<sub>3</sub> — пищевая сода, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> — кальцинированная сода; в) 61,3 %; г) 52,6 % кислорода.

## 2. Поглощение газов растворами

**Пример 2.1.** Через раствор, содержащий 10 г NaOH, пропустили 2,24 л углекислого газа (н.у.). Определите массы веществ в полученном растворе.

Анализ и решение.

При взаимодействии углекислого газа с раствором щёлочи в зависимости от мольного соотношения реагирующих веществ может образоваться средняя или кислая соль или две соли одновременно:



Из уравнений химических реакций видно:

$n(\text{NaOH}) : n(\text{CO}_2) > 2$  — образуется средняя соль, и остаётся избыток NaOH;

$n(\text{NaOH}) : n(\text{CO}_2) = 2$  — образуется средняя соль, и вещества реагируют полностью;

$n(\text{NaOH}) : n(\text{CO}_2) = 1$  — образуется кислая соль, и вещества реагируют полностью;

$n(\text{NaOH}) : n(\text{CO}_2) < 1$  — образуется кислая соль, и остаётся избыток CO<sub>2</sub>;

$1 < n(\text{NaOH}) : n(\text{CO}_2) < 2$  — образуются две соли одновременно, и вещества реагируют полностью.

а) Определяем количества углекислого газа и гидроксида натрия:

$$n(\text{CO}_2) = 0,1 \text{ моль}; n(\text{NaOH}) = 0,25 \text{ моль}.$$

б) Определяем мольное соотношение реагирующих веществ:

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{CO}_2) = 2,5.$$

Следовательно, образуется средняя соль и в растворе остаётся избыток NaOH.

в) Определяем количества и массы веществ в растворе после реакции (расчёты проводим по CO<sub>2</sub>):

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 10,6 \text{ г};$$

$$n_{\text{ост}}(\text{NaOH}) = 0,25 - 0,2 = 0,05 \text{ моль};$$

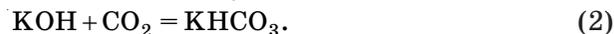
$$m_{\text{ост}}(\text{NaOH}) = 2 \text{ г}.$$

О т в е т: 10,6 г Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и 2 г NaOH.

**Пример 2.2.** Какая максимальная масса углекислого газа может быть поглощена 325 г раствора гидроксида калия с массовой долей щёлочи 20 %?

Анализ и решение.

а) Записываем возможные уравнения реакций:



Из уравнений реакций видно, что для определения *максимальной* массы углекислого газа, которая может быть поглощена раствором щёлочи, следует рассмотреть случай образования кислой соли (уравнение 2). Действительно, при образовании средней соли раствор, содержащий 1 моль KOH, поглотит 0,5 моль CO<sub>2</sub> (уравнение 1), тогда как при образовании кислой соли такой же раствор поглотит 1 моль CO<sub>2</sub> (уравнение 2).

б) Находим массу и количество гидроксида калия:

$$m(\text{KOH}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{KOH}) = 325 \cdot 0,2 = 65 \text{ г};$$

$$n(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{65}{56} = 1,16 \text{ моль}.$$

в) Находим число моль и массу углекислого газа, вступившего в реакцию (уравнение 2):

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{KOH}) = 1,16 \text{ моль};$$

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 1,16 \cdot 44 = 51,0 \text{ г}.$$

О т в е т:  $m(\text{CO}_2) = 51,0 \text{ г}$ .

**Пример 2.3.** 0,05 моль P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> растворили в воде. К полученному раствору прибавили 0,08 моль NaOH. Определите массы веществ в растворе после реакции.

Анализ и решение.

При растворении оксида фосфора(V) в воде образуется раствор фосфорной кислоты:



При взаимодействии раствора фосфорной кислоты с раствором щёлочи в зависимости от мольного соотношения реагирующих веществ могут протекать реакции:



а) Определяем число моль фосфорной кислоты. Из уравнения (1):

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2 \cdot n(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,1 \text{ моль}.$$

б) Определяем мольное соотношение реагирующих веществ:

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,8.$$

Следовательно, образуется только одна соль NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> и в растворе остаётся избыток фосфорной кислоты.

в) Определяем количества и массы веществ в растворе после реакции (уравнение (2.3); расчёт проводим по NaOH):

$$n(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 0,08 \text{ моль};$$

$$n_{\text{ост}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,1 - 0,08 = 0,02 \text{ моль};$$

$$m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 9,6 \text{ г};$$

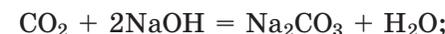
$$m_{\text{ост}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1,96 \text{ г}.$$

О т в е т:  $m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 9,6 \text{ г}$  и  $m_{\text{ост}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1,96 \text{ г}$ .

**Пример 2.4.** 3,2 г гидроксида натрия растворили в воде. Через полученный раствор пропустили 1,586 л углекислого газа. Определите массы полученных солей.

Анализ и решение.

При взаимодействии углекислого газа с раствором щёлочи в зависимости от мольного соотношения реагирующих веществ может образоваться средняя или кислая соль или две соли одновременно:



а) Определяем количества углекислого газа и гидроксида натрия:

$$n(\text{CO}_2) = 0,07 \text{ моль};$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,08 \text{ моль}.$$

б) Определяем мольное соотношение реагирующих веществ:

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{CO}_2) = 1,143.$$

Следовательно, образуются обе соли.

в) Пусть количество  $\text{CO}_2$ , которое израсходовалось на образование средней соли, равно  $x$  моль, а количество  $\text{CO}_2$ , которое пошло на образование кислой соли, равно  $y$  моль. Учитывая, что углекислый газ и щёлочь прореагировали полностью (см. пример 2.1), составим и решим систему уравнений:

$$\begin{cases} x + y = 0,07, \\ 2x + y = 0,08; \end{cases}$$

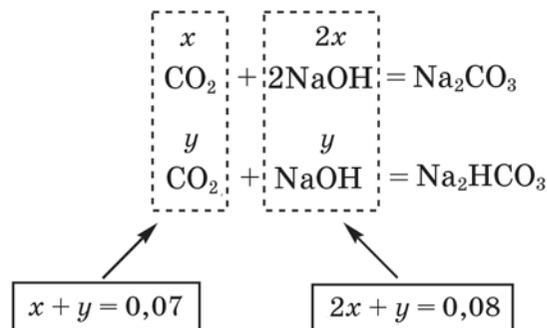
$$\begin{cases} x = 0,01, \\ y = 0,06. \end{cases}$$

г) По уравнениям реакций находим количества и массы солей:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,01 \cdot 106 = 1,06 \text{ г};$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = 0,06 \cdot 84 = 5,04 \text{ г}.$$

При решении подобных задач полезно рассмотреть следующий рисунок:



О т в е т:  $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,06 \text{ г}; m(\text{NaHCO}_3) = 5,04 \text{ г}.$

**Пример 2.5.** Через раствор гидроксида натрия пропустили 2,24 л (н.у.) сероводорода. Образовалось 6,26 г смеси солей. Определите массы кислой и средней соли и массу  $\text{NaOH}$  в исходном растворе.

Анализ и решение.

а) Записываем уравнения реакций:



Пусть  $n(\text{Na}_2\text{S}) = x$  моль, а  $n(\text{NaHS}) = y$  моль.

Количество сероводорода, вступившего в первую реакцию, равно  $x$  моль, а во вторую —  $y$  моль.

б) Находим общее количество сероводорода:

$$n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{V(\text{H}_2\text{S})}{V_m} = \frac{2,24}{22,4} = 0,1 \text{ моль}.$$

в) Выражая общее количество сероводорода и массу образовавшихся солей через  $x$  и  $y$ , получим систему уравнений:

$$\begin{cases} x + y = 0,1, \\ M(\text{Na}_2\text{S}) \cdot x + M(\text{NaHS}) \cdot y = 6,26; \end{cases}$$

$$\begin{cases} x + y = 0,1, \\ 78x + 56y = 6,26; \end{cases}$$

$$\begin{cases} x = 0,03, \\ y = 0,07. \end{cases}$$

г) Находим массы солей:

$$m(\text{Na}_2\text{S}) = n(\text{Na}_2\text{S}) \cdot M(\text{Na}_2\text{S}) = 0,03 \cdot 78 = 2,34 \text{ г};$$

$$m(\text{NaHS}) = n(\text{NaHS}) \cdot M(\text{NaHS}) = 0,07 \cdot 56 = 3,92 \text{ г}.$$

д) Находим количество и массу  $\text{NaOH}$  в исходном растворе:

$$n(\text{NaOH}) = 2x + y = 0,06 + 0,07 = 0,13 \text{ моль};$$

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 0,13 \cdot 40 = 5,2 \text{ г}.$$

О т в е т:  $m(\text{Na}_2\text{S}) = 2,34 \text{ г}; m(\text{NaHS}) = 3,92 \text{ г}; m(\text{NaOH}) = 5,2 \text{ г}.$

### Задачи для самостоятельного решения

2.6. Через склянку с раствором щёлочи, содержащую 8 г  $\text{NaOH}$ , пропустили 5,6 л  $\text{CO}_2$  (н.у.). Определите массу соли в образовавшемся растворе и объём газа (н.у.) на выходе из склянки (растворимость  $\text{CO}_2$  в воде пренебrecь).

2.7. Какая минимальная масса раствора с массовой долей гидроксида натрия 5 % потребуется для поглощения углекислого газа объёмом 33,6 л? Определите массовую долю соли в полученном растворе.

2.8. 26,1 г пирита, массовая доля  $\text{FeS}_2$  в котором 92 % (примеси не содержат серу), подвергли обжигу. Какая минимальная масса раствора гидроксида натрия с массовой долей щёлочи 15 % потребуется для полного поглощения газа, образовавшегося в результате обжига? Определите массовую долю соли в полученном растворе.

2.9. Какой максимальный объём углекислого газа (н.у.) может быть поглощён 50 мл 5%-ного раствора гидроксида натрия плотностью 1,05 г/мл? Определите массовую долю соли в полученном растворе.

2.10. Действием избытка ортофосфата натрия на 535 мл известковой воды плотностью 1,015 г/мл получено 1,092 г осадка.

а) Какова массовая доля гидроксида кальция в известковой воде?

б) Какой объём углекислого газа, измеренный при нормальных условиях, может поглотить 1 л известковой воды?

2.11. Массовая доля соли в растворе, образовавшемся в результате пропускания через 40 г раствора гидроксида натрия избытка углекислого газа, равна 7 %. Определите массовую долю щёлочи в исходном растворе.

2.12. Каким минимальным объёмом 10%-ного раствора КОН (плотность 1,1 г/мл) можно поглотить 8,96 л углекислого газа (н.у.)? Определите массовую долю соли в растворе, который при этом образуется.

2.13. Газообразный оксид углерода(IV) объёмом 11,2 л (н.у.) поглотили 130 мл 20%-ного раствора гидроксида калия плотностью 1,2 г/мл. Вычислите массовые доли веществ в образовавшемся растворе.

2.14. Вычислите массовые доли веществ в растворе, образовавшемся в результате смешивания 215 мл 20%-ной серной кислоты плотностью 1,14 г/мл и 100 мл 30%-ного раствора гидроксида калия плотностью 1,31 г/мл.

2.15. Оксид серы(IV) объёмом 8,96 л (н.у.) полностью поглотили 114,8 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия плотностью 1,22 г/мл.

а) Вычислите массы образовавшихся солей.

б) Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе.

2.16. 1,12 г оксида кальция растворили в 1 л воды. Через полученный раствор пропустили 582,4 мл углекислого газа. Определите массу образовавшегося осадка и состав раствора в массовых долях.

2.17. К 294 г 5%-ной ортофосфорной кислоты прибавили 140 г 10%-ного раствора гидроксида натрия. Определите массовые доли веществ в образовавшемся растворе.

2.18. При нейтрализации 200 г раствора ортофосфорной кислоты образовалось 1,20 г дигидрофосфата натрия и 4,26 г гидрофосфата натрия. Определите массовую долю ортофосфорной кислоты в исходном растворе и массу 5%-ного раствора щёлочи, затраченного на нейтрализацию.

2.19. Раствор гидроксида натрия разделили на две равные части. При поглощении первой порцией раствора некоторого объёма углекислого газа образовалась смесь солей массой 59,2 г. При поглощении второй порцией раствора сероводорода (объём сероводорода равен объёму углекислого газа) масса образовавшейся смеси солей составила 42,4 г. Определите массу гидроксида натрия в исходном растворе и объёмы поглощённых газов.

2.20. Газ, выделившийся при взаимодействии 159 г 10%-ного раствора карбоната натрия с избытком кислоты, полностью поглотили 5,3 кг 0,14%-ного раствора гидроксида кальция. Определите массу выпавшего осадка и состав образовавшегося раствора в массовых долях.

2.21. Оксид углерода(IV), полученный при сжигании 6,72 л метана в избытке кислорода, полностью поглотили 112 г раствора гидроксида калия. При этом образовалась смесь солей массой 33,8 г. Определите массовую долю гидроксида калия в исходном растворе и массовые доли солей в образовавшемся растворе.

2.22. Определите в массовых долях состав раствора, полученного при взаимодействии 42,6 г оксида фосфора(V) и 825 г 8%-ного раствора гидроксида натрия.

2.23. Какие массы оксида фосфора(V) и 5%-ного раствора NaOH потребуются для приготовления раствора, массы гидрорфосфата и фосфата натрия в котором равны соответственно 2,4 и 4,5 г?

2.24. Кристаллическую соду  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  массой 20 г растворили в воде. К приготовленному раствору прибавили 24,2 мл 26%-ной соляной кислоты (плотность  $1,13 \text{ г/см}^3$ ).

а) Напишите молекулярное и ионное уравнения протекающей химической реакции.

б) Какой объём (н.у.) займёт газ, полученный в ходе описанного эксперимента, если суммарные потери в процессе его получения составляют 7 %?

в) Какой минимальный объём 15%-ного раствора гидроксида калия (плотность  $1,14 \text{ г/см}^3$ ) потребуется для полного поглощения полученного газа?

#### О т в е т ы

2.6.  $m(\text{NaHCO}_3) = 16,8 \text{ г}$ ;  $V(\text{CO}_2) = 1,12 \text{ л}$ .

2.7.  $m(\text{p-ра}) = 1200 \text{ г}$ ;  $\omega(\text{NaHCO}_3) = 10,0 \%$ .

2.8.  $m(\text{p-ра}) = 106,7 \text{ г}$ ;  $\omega(\text{NaHSO}_3) = 31,4 \%$ .

2.9.  $V(\text{CO}_2) = 1,47 \text{ л}$ ;  $\omega(\text{NaHCO}_3) = 10,0 \%$ .

2.10. а)  $\omega(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,14 \%$ ; б)  $V(\text{CO}_2) = 884 \text{ л}$ .

2.11.  $3,46 \%$ .

2.12.  $V(\text{p-ра}) = 203,6 \text{ мл}$ ;  $\omega(\text{KHCO}_3) = 16,6 \%$ .

2.13.  $\omega(\text{K}_2\text{CO}_3) = 4,5 \%$ ;  $\omega(\text{KHCO}_3) = 24,8 \%$ .

2.14.  $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3,9 \%$ ;  $\omega(\text{K}_2\text{SO}_4) = 16,2 \%$ .

2.15. а)  $m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 37,8 \text{ г}$ ;  $m(\text{NaHSO}_3) = 10,4 \text{ г}$ ;

б)  $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 22,8 \%$ ;  $\omega(\text{NaHSO}_3) = 22,8 \%$ .

2.16.  $m(\text{осадка}) = 1,4 \text{ г}$ ;  $\omega(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 0,097 \%$ .

2.17.  $\omega(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 1,9 \%$ ;  $\omega(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 3,3 \%$ .

2.18.  $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1,96 \%$ ;  $m(\text{p-ра}) = 56 \text{ г}$ .

2.19.  $m(\text{NaOH}) = 80 \text{ г}$ ;  $V(\text{CO}_2) = V(\text{H}_2\text{S}) = 1,47 \text{ л}$ .

2.20.  $m(\text{осадка}) = 5 \text{ г}$ ;  $\omega(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 0,153 \%$ .

2.21.  $\omega(\text{KOH}) = 20,0 \%$ ;  $\omega(\text{K}_2\text{CO}_3) = 11,0 \%$ ;

$\omega(\text{KHCO}_3) = 16,0 \%$ ;

2.22.  $\omega(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 8,5 \%$ ;  $\omega(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 2,5 \%$ .

2.23.  $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 3,1 \text{ г}$ ;  $m(\text{p-ра}) = 92,9 \text{ г}$ .

2.24. б)  $1,46 \text{ л}$ ; в)  $21,3 \text{ мл}$ .

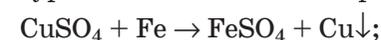
### 3. Решение задач с использованием разности масс и объёмов

**Пример 3.1.** В раствор массой 21,3 г с массовой долей сульфата меди(II) 15 % опустили железную пластинку массой 1 г и выдерживали некоторое время. В результате масса пластинки после извлечения из раствора увеличилась на 0,08 г. Определите состав пластинки и состав раствора, полученного после извлечения пластинки, в массовых долях.

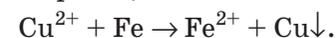
**Анализ и решение.**

При решении данного типа задач удобно рассмотреть ионное уравнение протекающей реакции.

а) Записываем уравнение химической реакции:



ионное уравнение реакции:



Из ионного уравнения видно, что в результате реакции железо переходит с пластинки в раствор (за счёт этого процесса масса пластинки уменьшается), а медь переходит из раствора на пластинку (за счёт этого процесса масса пластинки увеличивается). Так как  $M(\text{Cu})$  больше, чем  $M(\text{Fe})$ , то масса пластинки после реакции должна быть больше, чем масса исходной пластинки. Изменение массы пластинки будет равно:

$$\Delta m(\text{пластинки}) = m(\text{Cu})_{\text{обр}} - m(\text{Fe})_{\text{пр}}. \quad (1)$$

**З а м е ч а н и е.** В приведённом уравнении  $m(\text{Cu})_{\text{обр}}$  и  $m(\text{Fe})_{\text{пр}}$  обозначают массу осевшей на пластинку меди и растворившегося железа. Или, другими словами, образовавшейся меди и прореагировавшего железа. Не следует думать, что  $m(\text{Fe})_{\text{пр}}$  в уравнении (1) — это масса всей железной пластинки (1 г). На самом деле это масса железа, **вступившего в реакцию**. Точно так же  $m(\text{Cu})_{\text{обр}}$  не обязательно обозначает массу всей меди, находившейся в растворе до реакции, а только массу образовавшейся меди.

По условию  $\Delta m$  (пластинки) равно 0,08 г. Пусть количество прореагировавшего железа равно  $x$  моль. Тогда по уравнению реакции количество образовавшейся меди также равно  $x$  моль.

б) Выразим  $\Delta m$  (пластинки) через  $x$ :

$$\Delta m(\text{пластинки}) = x \cdot M(\text{Cu}) - x \cdot M(\text{Fe}) = 64x - 56x = 0,08 \text{ г};$$

$$x = 0,01 \text{ моль.}$$

Новая пластинка будет представлять собой смесь железа и меди.

в) Найдём массу новой пластинки:

$$m(\text{пластинки})_{\text{нов}} = m(\text{пластинки})_{\text{исх}} + \Delta m = 1 + 0,08 = 1,08 \text{ г.}$$

г) Найдём массу меди, осевшей на пластинку:

$$m(\text{Cu})_{\text{обр}} = n(\text{Cu})_{\text{обр}} \cdot M(\text{Cu}) = 0,01 + 64 = 0,64 \text{ г.}$$

д) Найдём массовую долю меди:

$$\omega(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})_{\text{обр}}}{m(\text{пластинки})} = \frac{0,64}{1,08} = 0,593 \text{ или } 59,3 \text{ \%}.$$

е) Найдём массу сульфата меди(II) в исходном растворе:

$$m(\text{CuSO}_4)_{\text{исх}} = m(\text{раствора})_{\text{исх}} \cdot \omega(\text{CuSO}_4)_{\text{исх}} = 21,3 \cdot 0,15 = 3,2 \text{ г.}$$

ж) Найдём массу раствора после извлечения пластинки. Так как масса пластинки увеличилась на 0,08 г, то масса раствора уменьшилась на 0,08 г:

$$m(\text{раствора})_{\text{нов}} = m(\text{раствора})_{\text{исх}} - \Delta m = 21,3 - 0,08 = 21,22 \text{ г.}$$

з) Найдём массы солей в новом растворе:

$$m(\text{CuSO}_4)_{\text{нов}} = m(\text{CuSO}_4)_{\text{исх}} - m(\text{CuSO}_4)_{\text{пр}} = 3,2 - 0,01 \cdot 160 = 1,6 \text{ г};$$

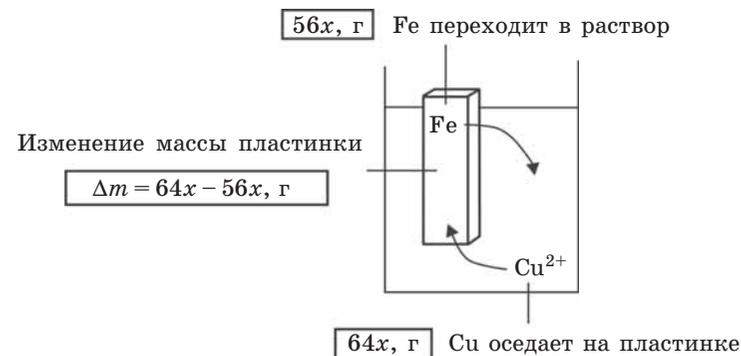
$$m(\text{FeSO}_4) = n(\text{FeSO}_4) \cdot M(\text{FeSO}_4) = 0,01 \cdot 152 = 1,52 \text{ г.}$$

и) Найдём массовые доли солей в новом растворе:

$$\omega(\text{CuSO}_4)_{\text{нов}} = \frac{m(\text{CuSO}_4)_{\text{нов}}}{m(\text{раствора})_{\text{нов}}} = \frac{1,6}{21,22} = 0,0754 \text{ или } 7,54 \text{ \%};$$

$$\omega(\text{FeSO}_4) = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{m(\text{раствора})_{\text{нов}}} = \frac{1,52}{21,22} = 0,0716 \text{ или } 7,16 \text{ \%}.$$

При решении подобных задач полезно рассмотреть следующий рисунок:

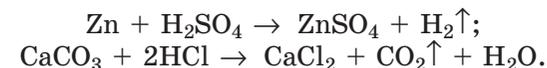


Ответ:  $\omega(\text{Cu}) = 59,3 \text{ \%}$ ;  $\omega(\text{Fe}) = 40,7 \text{ \%}$ ;  $\omega(\text{CuSO}_4)_{\text{нов}} = 7,54 \text{ \%}$ ;  $\omega(\text{FeSO}_4) = 7,16 \text{ \%}$ .

**Пример 3.2.** На весах уравновешены сосуды с растворами серной кислоты и хлороводорода. В первый раствор добавили 3,9 г цинка. Какую массу карбоната кальция следует добавить во второй раствор, чтобы чашки весов уравновесились? Считать, что растворы кислот взяты в избытке, растворимостью углекислого газа в воде пренебречь.

Анализ и решение.

а) Записываем уравнения реакций:



б) Определяем изменение массы первого сосуда:

$$\Delta m_1 = m(\text{Zn}) - m(\text{H}_2) = 3,9 - \frac{3,9}{65} \cdot 2 = 3,78 \text{ г.}$$

Чтобы чашки весов уравновесились, изменение массы второго сосуда  $\Delta m_2$  должно быть равно  $\Delta m_1$ :

$$\Delta m = \Delta m_2 = \Delta m_1.$$

Пусть количество карбоната кальция, которое следует добавить ко второму раствору, равно  $x$  моль.

в) Выразим  $\Delta m$  через  $x$ :

$$\Delta m = m(\text{CaCO}_3) - m(\text{CO}_2) = x \cdot M(\text{CaCO}_3) - x \cdot M(\text{CO}_2) = 3,78 \text{ г};$$

$$x = 0,0675 \text{ моль.}$$

г) Находим массу карбоната кальция:

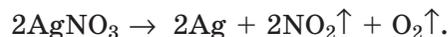
$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,0675 \cdot 100 = 6,75 \text{ г.}$$

О т в е т :  $m(\text{CaCO}_3) = 6,75 \text{ г.}$

**Пример 3.3.** Образец чистого нитрата серебра(I), имевший массу 17 г, частично разложился с образованием серебра, оксида азота(IV) и кислорода. В результате масса твёрдого остатка составила 13,9 г. Определите степень разложения нитрата серебра(I).

**А н а л и з и р е ш е н и е.**

а) Записываем уравнение реакции:



В данном случае происходит неполное разложение нитрата серебра(I). Таким образом, твёрдый остаток представляет собой смесь нитрата серебра(I) и металлического серебра. Пусть количество разложившегося нитрата серебра(I) равно  $x$  моль. Тогда количество образовавшегося серебра также равно  $x$  моль. Уменьшение массы твёрдого остатка (13,9 г) по сравнению с массой исходной соли (17 г) обусловлено тем, что часть нитрата серебра(I) ( $M(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ г/моль}$ ) превращается в серебро ( $M(\text{Ag}) = 108 \text{ г/моль}$ ). Таким образом:

$$\Delta m = m(\text{AgNO}_3)_{\text{пр}} - m(\text{Ag})_{\text{обр}} = 3,1 \text{ г.} \quad (1)$$

**З а м е ч а н и е.** В приведённом уравнении  $m(\text{AgNO}_3)_{\text{пр}}$  обозначает массу **разложившегося** нитрата серебра(I). Не следует думать, что  $m(\text{AgNO}_3)_{\text{пр}}$  в уравнении (1) — это масса всей соли (17 г).

б) Выражаем разность масс через  $x$ :

$$\begin{aligned} \Delta m &= x \cdot M(\text{AgNO}_3) - x \cdot M(\text{Ag}) = 170x - 108x = 3,1 \text{ г;} \\ x &= 0,05 \text{ моль.} \end{aligned}$$

в) Находим массу разложившегося нитрата серебра(I):

$$m(\text{AgNO}_3)_{\text{пр}} = n(\text{AgNO}_3)_{\text{пр}} \cdot M(\text{AgNO}_3) = 0,05 \cdot 170 = 8,5 \text{ г.}$$

г) Находим степень разложения:

$$\alpha = \frac{m(\text{AgNO}_3)_{\text{пр}}}{m(\text{AgNO}_3)} = \frac{8,5}{17} = 0,5 \text{ или } 50 \text{ \% .}$$

О т в е т :  $\alpha = 50 \text{ \% .}$

**Пример 3.4.** Смесь оксида и карбоната кальция массой 10 г прокаливали до постоянной массы. В результате масса твёрдого остатка составила 6,48 г. Определите массу карбоната кальция в исходной смеси.

**А н а л и з и р е ш е н и е.**

а) Записываем уравнение реакции:



В данном случае происходит полное разложение карбоната кальция (смесь прокаливали до постоянной массы). Таким образом, твёрдый остаток представляет собой только оксид кальция (образовавшийся в результате разложения соли и присутствовавший в исходной смеси). Пусть количество карбоната кальция в исходной смеси равно  $x$  моль. Тогда количество оксида, образовавшегося в результате полного разложения  $\text{CaCO}_3$ , также равно  $x$  моль. Уменьшение массы твёрдого остатка (6,48 г) по сравнению с массой исходной смеси (10 г) обусловлено разложением карбоната кальция ( $M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$ ) с образованием оксида кальция ( $M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}$ ). Таким образом:

$$\Delta m = m(\text{CaCO}_3)_{\text{пр}} - m(\text{CaO})_{\text{обр}} = 3,52 \text{ г.}$$

б) Выражаем разность масс через  $x$ :

$$\begin{aligned} \Delta m &= x \cdot M(\text{CaCO}_3) - x \cdot M(\text{CaO}) = 100x - 56x = 3,52 \text{ г;} \\ x &= 0,08 \text{ моль.} \end{aligned}$$

в) Находим массу карбоната кальция (прореагировал весь  $\text{CaCO}_3$ , поэтому  $n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3)_{\text{пр}}$ ):

$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,08 \cdot 100 = 8 \text{ г.}$$

г) Находим массовую долю карбоната кальция:

$$\omega(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m(\text{смеси})} = \frac{8}{10} = 0,8 \text{ или } 80 \text{ \% .}$$

О т в е т :  $\omega(\text{CaCO}_3) = 80 \text{ \% .}$

Данную задачу можно решить также другим способом. Из уравнения химической реакции видно, что уменьшение массы твёрдого остатка (6,48 г) по сравнению с массой исходной

смеси (10 г) обусловлено выделением в ходе реакции углекислого газа. Следовательно, масса углекислого газа:

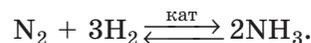
$$m(\text{CO}_2) = 10 - 6,48 = 3,52 \text{ г.}$$

Далее можно определить количество углекислого газа, а затем количество, массу и массовую долю карбоната кальция. Попробуйте решить задачи 3.3 и 3.4, используя этот способ.

**Пример 3.5.** Смесь равных объёмов азота и водорода общим объёмом 20 л (н.у.) нагревали под давлением в присутствии катализатора (Fe). Объём новой смеси газов, измеренный при н.у., составил 17 л. Определите объёмные доли газов в полученной смеси.

Анализ и решение.

а) Записываем уравнение реакции:



Реакция между азотом и водородом обратима. То есть исходные вещества не полностью превращаются в продукты реакции. Таким образом, в образовавшейся смеси газов будут присутствовать аммиак, азот и водород. Следует обратить внимание на то, что объём образовавшейся смеси газов меньше объёма исходной смеси. Рассмотрим причину уменьшения объёма. Объём уменьшается из-за протекания химической реакции. Для наглядности рассмотрим следующий **пример**. Допустим, что в реакцию вступил 1 л азота. Тогда согласно уравнению реакции израсходовалось 3 л водорода и образовалось 2 л аммиака. Другими словами, азот и водород, занимавшие объём 4 л, превратились в аммиак, занимающий объём 2 л. То есть изменение объёма составило:

$$\Delta V = V(\text{NH}_3)_{\text{обр}} - (V(\text{N}_2)_{\text{пр}} + V(\text{H}_2)_{\text{пр}}) = 2 - (1 + 3) = -2 \text{ л.} \quad (1)$$

Напомним, что в рассмотренном примере объём прореагировавшего азота был равен 1 л.

**Замечание.** В приведённом уравнении  $V(\text{N}_2)_{\text{пр}}$  и  $V(\text{H}_2)_{\text{пр}}$  обозначают объёмы вступивших в реакцию азота и водорода. Не следует думать, что  $V(\text{N}_2)_{\text{пр}}$  и  $V(\text{H}_2)_{\text{пр}}$  в уравнении (1) — это объёмы веществ в исходной смеси, ведь вещества реагируют не полностью.

Пусть объём вступившего в реакцию азота равен  $x$  л. Тогда согласно уравнению реакции прореагировало  $3x$  л водорода и образовалось  $2x$  л аммиака. Другими словами, азот и водород, занимавшие объём  $4x$  л, превратились в аммиак, занимающий объём  $2x$  л. То есть изменение объёма составило:

$$\Delta V = V(\text{NH}_3)_{\text{обр}} - (V(\text{N}_2)_{\text{пр}} + V(\text{H}_2)_{\text{пр}}) = 2x - (x + 3x) = -2x \text{ л.}$$

По условию задачи

$$\Delta V = 17 - 20 = -3 \text{ л.}$$

б) Находим  $x$ :

$$2x = 3 \text{ л;}$$

$$x = 1,5 \text{ л.}$$

в) Находим объёмы газов в образовавшейся смеси:

$$V(\text{NH}_3)_{\text{обр}} = 1,5 \cdot 2 = 3 \text{ л;}$$

$$V(\text{N}_2)_{\text{ост}} = V(\text{N}_2)_{\text{исх}} - V(\text{N}_2)_{\text{пр}} = 10 - 1,5 = 8,5 \text{ л;}$$

$$V(\text{H}_2)_{\text{ост}} = V(\text{H}_2)_{\text{исх}} - V(\text{H}_2)_{\text{пр}} = 10 - 3 \cdot 1,5 = 5,5 \text{ л.}$$

г) Находим объёмные доли газов:

$$\varphi(\text{NH}_3) = \frac{V(\text{NH}_3)_{\text{обр}}}{V(\text{смеси})_{\text{обр}}} = \frac{3}{17} = 0,176 \text{ или } 17,6 \%;$$

$$\varphi(\text{N}_2) = \frac{V(\text{N}_2)_{\text{ост}}}{V(\text{смеси})_{\text{обр}}} = \frac{8,5}{17} = 0,5 \text{ или } 50 \%;$$

$$\varphi(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)_{\text{ост}}}{V(\text{смеси})_{\text{обр}}} = \frac{5,5}{17} = 0,324 \text{ или } 32,4 \%.$$

Ответ:  $\varphi(\text{NH}_3) = 17,6 \%$ ;  $\varphi(\text{N}_2) = 50 \%$ ;  $\varphi(\text{H}_2) = 32,4 \%$ .

### Задачи для самостоятельного решения

3.6. В раствор массой 160 г с массовой долей сульфата меди(II) 5 % опустили цинковую пластинку массой 13 г и выдерживали до полного завершения реакции.

- Определите массу растворившегося цинка.
- Вычислите массу осевшей на пластинку меди.
- Рассчитайте массу пластинки после реакции.
- Определите массу раствора после завершения реакции.

д) Рассчитайте массу и массовую долю соли в растворе после реакции.

3.7. Цинковую пластинку массой 20 г погрузили в раствор нитрата свинца(II) ( $m(\text{раствора}) = 165,5 \text{ г}$ ;  $\omega(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 20 \%$ ). После извлечения пластинки из раствора её масса оказалась на 35,5 % больше массы исходной пластинки. Определите состав пластинки и состав раствора после извлечения пластинки в массовых долях.

3.8. Пластинку из олова опустили в раствор хлорида меди(II) массой 67,5 г. Через некоторое время масса пластинки уменьшилась на 2,2 г. Определите массовую долю хлорида олова(II) в образовавшемся растворе и массу осевшей на пластинку меди.

3.9. Железную пластинку массой 7 г опустили в раствор нитрата железа(III) ( $m(\text{раствора}) = 75,6 \text{ г}$ ;  $\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 32 \%$ ). Через некоторое время масса пластинки уменьшилась на 20 %. Определите массовые доли солей в образовавшемся растворе.

3.10. Медную пластинку массой 12,8 г опустили в раствор нитрата серебра(I) ( $m(\text{раствора}) = 170 \text{ г}$ ;  $\omega(\text{AgNO}_3) = 30 \%$ ). Через некоторое время пластинку извлекли, высушили и взвесили. Масса пластинки оказалась на 7,6 г больше исходной массы. Образовавшийся раствор выпарили, а остаток прокалили до постоянной массы.

а) Определите массу твёрдого вещества, полученного после прокаливания.

б) Рассчитайте массу 60%-ной азотной кислоты, требующейся для полного растворения новой пластинки.

3.11. Цинковую пластинку опустили в раствор хлорида меди(II). Через некоторое время пластинку извлекли, высушили и взвесили. Масса пластинки оказалась на 0,1 г меньше исходной массы. После выпаривания раствора и полного обезвоживания твёрдого остатка получили смесь хлоридов массой 40,6 г.

а) Определите массовую долю хлорида цинка в сухом остатке.

б) Рассчитайте массу хлорида меди(II) в исходном растворе.

3.12. Железную пластинку массой 7 г опустили в раствор нитрата железа(III) ( $m(\text{раствора}) = 75,6 \text{ г}$ ;  $\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 32 \%$ )

и выдерживали до тех пор, пока массовые доли солей не стали равны между собой. Определите массу пластинки после её извлечения.

3.13. На весах уравновешены два сосуда с растворами гидроксида натрия и бромоводорода. В первый сосуд добавили хлорид аммония массой 10,7 г. Содержимое сосуда нагрели до полного удаления аммиака, при этом испарилось 5 мл воды. Какую массу карбоната кальция надо добавить во второй сосуд, чтобы чаши весов уравновесились? Считать, что растворы взяты в избытке, растворимостью углекислого газа в воде пренебречь.

3.14. На весах уравновешены два сосуда с растворами сульфата меди и нитрата бария. В первом сосуде некоторое время выдерживали железную пластинку, при этом в раствор перешло 5,6 г ионов железа. Как стали соотноситься массы сосудов, после того как извлекли железную пластинку?

3.15. На весах уравновешены два сосуда. В первом сосуде содержится раствор хлороводорода, во втором — раствор  $\text{AlCl}_3$ . В первый сосуд добавили 4,00 г цинка. Какую массу  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  следует добавить во второй сосуд, чтобы чаши весов уравновесились? Считать, что растворы взяты в избытке, и растворимостью углекислого газа в воде пренебречь.

3.16. Порошок магния массой 10 г нагревали в атмосфере кислорода. В результате масса порошка увеличилась на 3,2 г. Определите массовую долю оксида магния в образовавшейся смеси.

3.17. В результате частичного восстановления оксида меди(II) в токе водорода масса твёрдого остатка уменьшилась на 10 %. Определите массовую долю меди в образовавшейся смеси.

3.18. В результате обжига пирита масса твёрдого остатка уменьшилась на 6 г. Определите объём (н.у.) образовавшегося оксида серы(IV). Считать, что в результате реакции кроме оксида серы(IV) образуется оксид железа (III).

3.19. В результате частичного разложения нитрата меди(II) масса твёрдого остатка уменьшилась на 34,5 %.

а) Определите степень разложения соли.

б) Рассчитайте массовую долю соли в твёрдом остатке.

3.20. Навеску чистого карбоната кальция массой 10,0 г прокаливали на воздухе некоторое время. Масса полученного твёрдого остатка составила 7,36 г. Твёрдый остаток полностью растворили в 41,8 см<sup>3</sup> соляной кислоты плотностью 1,10 г/см<sup>3</sup> с массовой долей HCl, равной 20%.

а) Напишите уравнения протекающих реакций.

б) Рассчитайте объём газа (н.у.), полученного при прокаливании карбоната кальция в описанном эксперименте.

в) Определите массовые доли веществ в твёрдом остатке, полученном после прокаливания.

г) Рассчитайте массы и массовые доли всех веществ в конечном растворе (растворимостью углекислого газа в воде пренебречь).

3.21. Кристаллогидрат нитрата цинка прокаливали на воздухе при температуре 500 °С до тех пор, пока масса твёрдого остатка не перестала изменяться. При этом выделилось 21,60 г смеси газообразных при этих условиях продуктов, плотность которой по водороду равна 12,71.

а) Определите молярную массу образовавшейся смеси газообразных продуктов.

б) Установите формулу кристаллогидрата.

в) Рассчитайте массу твёрдого остатка.

3.22. Натрий гидрокарбонат массой 5,04 г в течение некоторого времени был подвергнут нагреванию, в результате чего часть гидрокарбоната разложилась. Выделившийся газ пропустили через избыток известковой воды. При этом выпал осадок, масса которого составила 2,50 г.

а) Напишите молекулярные и ионные уравнения протекающих реакций.

б) Рассчитайте состав остатка, полученного в результате нагревания, в массовых долях.

в) В промышленности натрий гидрокарбонат получают методом Сольве или «аммиачным методом», при котором насыщенный раствор поваренной соли насыщают на холоду углекислым газом и аммиаком. Напишите уравнение протекающей при этом реакции.

3.23. Этен объёмом 20 л смешали с водородом объёмом 25 л. Смесь пропустили над катализатором при повышенной тем-

пературе и давлении. В результате объём смеси уменьшился на 21,1 %. Определите состав образовавшейся смеси в объёмных долях. Все объёмы измерены при н.у.

3.24. В результате пропускания над катализатором смеси, содержащей 14 л водорода и 6 л азота, её объём уменьшился на 20 %. Вычислите состав образовавшейся смеси в объёмных долях. Все объёмы измерены при одинаковых условиях.

3.25. К смеси этана и этена общим объёмом 20 л прибавили вдвое больший объём водорода. После полного гидрирования этена объём образовавшейся газовой смеси составил 45 л. Определите объём метана в исходной смеси. Все объёмы измерены при одинаковых условиях.

#### Отв еты

3.6. а) 3,25 г; б) 3,2 г; в) 12,95 г; г) 160,05 г; д)  $m(\text{ZnSO}_4) = 8,05$  г;  $\omega(\text{ZnSO}_4) = 5,03$  %.

3.7.  $\omega(\text{Pb}) = 38,2$  %;  $\omega(\text{Zn}) = 61,8$  %;  $\omega(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 10,4$  %;  $\omega(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 6,0$  %.

3.8. 10,9 %; 2,56 г.

3.9.  $\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 15,7$  %;  $\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = 17,5$  %.

3.10. а) 25,6 г; б) 84 г.

3.11. а) 33,5 %; б) 40,5 г.

3.12. 5,68 г.

3.13. 19,1 г.

3.14. Второй сосуд стал тяжелее первого на 0,8 г.

3.15. 6,63 г.

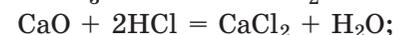
3.16. 60,6 %.

3.17. 44,4 %.

3.18. 6,72 л.

3.19. а) 60 %; б) 61 %.

3.20. а)  $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ ;



б) 1,34 дм<sup>3</sup>;

в)  $\omega(\text{CaO}) = 45,7$  %;  $\omega(\text{CaCO}_3) = 54,3$  %;

г)  $m(\text{CaCl}_2) = 11,1$  г;  $\omega(\text{CaCl}_2) = 21,5$  %;

$m(\text{HCl}) = 1,9$  г;  $\omega(\text{HCl}) = 3,7$  %.

- 3.21. а) 25,42 г/моль; б)  $Zn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ ; в) 8,1 г.  
 3.22. б)  $\omega(Na_2CO_3) = 75,9 \%$ ;  $\omega(NaHCO_3) = 24,1 \%$ .  
 3.23. 45,2 %  $C_2H_6$ ; 19,4 %  $C_2H_4$ ; 35,4 %  $H_2$ .  
 3.24.  $\varphi(N_2) = 25 \%$ ,  $\varphi(H_2) = 50 \%$ ,  $\varphi(NH_3) = 25 \%$ .  
 3.25. 5 л.

### ХИМИЧЕСКИЕ САЙТЫ

1. <http://inf.by/superhimiki> Белорусская химическая олимпиада  
<http://superhimiki.at.tut.by>
2. [www.chem.msu.su](http://www.chem.msu.su) Химический сайт Московского университета
3. <http://alhimik.ru> Информационный сайт «Алхимик»
4. [www.chemrar.ru](http://www.chemrar.ru) Информационная система по химии
5. <http://chemport.ru> Химические порталы  
[www.chemister.da.ru](http://www.chemister.da.ru)  
[www.chemdex.org](http://www.chemdex.org)
6. <http://anchem.ru> Сайт химиков-аналитиков
7. [www.chem.isu.ru/leos](http://www.chem.isu.ru/leos) Справочно-информационная система по органической химии
8. <http://ychem.euro.ru> Юный химик
9. [www.webelements.com](http://www.webelements.com) Периодическая таблица
10. <http://pearl.lanl.gov> Периодическая таблица
11. <http://iupac.org> Сайт ИЮПАК
12. <http://olympiads.win.tue.nl> Международные олимпиады по разным предметам
13. <http://olimp.distant.ru> Российские дистанционные олимпиады
14. [www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron](http://www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron) Орбитали

### ЛИТЕРАТУРА ДЛЯ УЧАЩИХСЯ

1. *Колевич, Т. А.* Химия: пособие по общей и неорганической химии для учащихся лицея БГУ / Т. А. Колевич, Вад. Э. Матулис, Вит. Э. Матулис. — Минск : Издательский центр БГУ, 2007. — 231 с.
2. Химия, 9; Химия, 11: учеб. пособия для общеобразовательной школы. — Минск : Народная асвета, 2001—2002.
3. *Хомченко, Г. П.* Химия (пособие для абитуриентов) / Г. П. Хомченко. — М., 2000.
4. *Ахметов, Н. С.* Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. — М. : Химия, 1975, 2000.
5. *Глинка, И. Л.* Общая химия / И. Л. Глинка. — Л. : Химия, 1988.
6. *Глинка, И. Л.* Задачи и упражнения по общей химии / И. Л. Глинка. — Л. : Химия, 1990.
7. *Кузьменко, Н. Е.* Начала химии: современный курс для поступающих в вузы: в 2 т. / Н. Е. Кузьменко, В. В. Ерёмин, В. А. Попков. — М., 2001.
8. *Семёнов, Н. Н.* Задачи по химии повышенной сложности для абитуриентов / Н. Н. Семёнов. — Л. : ЛГУ, 1994. — Ч. 1—4.
9. *Колевич, Т. А.* Тестовые задания по общей и неорганической химии / Т. А. Колевич, З. М. Иванютина. — Минск : НМЦентр, 1997.
10. *Хвалюк, В. Н.* Сборник задач по химии, 10 кл. / В. Н. Хвалюк, В. И. Резяпкин. — Минск : Народная асвета, 2003.
11. *Колевич, Т. А.* Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева: таблица-справочник / Т. А. Колевич, А. В. Кульша. — Изд. 4-е. — Минск : ТетраСистемс, 2009.

### ЛИТЕРАТУРА ДЛЯ УЧИТЕЛЯ

1. *Суворов, А. В.* Общая химия / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — СПб. : Химия, 1994.
2. *Ахметов, Н. С.* Химия, 10—11 кл. / Н. С. Ахметов. — М. : Просвещение, 1996.

3. Суворова, А. П. Демонстрационный химический эксперимент по теме «Водород» / А. П. Суворова, В. А. Красицкий // Хімія: проблеми викладання. — 2008. — № 5. — С. 27—32; № 6. — С. 33—42.

4. Стёпин, С. Г. Опыты с бенгальскими огнями / С. Г. Стёпин // Хімія: проблеми викладання. — 2008. — № 7. — С. 29—36.

5. Цобкало, Ж. А. Исследовательский подход к изучению взаимодействия металлов с солями / Ж. А. Цобкало // Хімія: проблеми викладання. — 2007. — № 12. — С. 53—61.

6. Ткач, М. Г. Занимательные опыты по химии / М. Г. Ткач // Хімія: проблеми викладання. — 2007. — № 7. — С. 55—58.

7. Цобкало, Ж. А. Домашний исследовательский эксперимент в 10 классе / Ж. А. Цобкало // Хімія: проблеми викладання. — 2003. — № 3. — С. 46—61.

8. Занимательные опыты по химии / сост. М. И. Шкурко. — Минск : Народная асвета, 1969.

9. Трубкин, А. И. Занимательные опыты по химии / А. И. Трубкин // Хімія: проблеми викладання. — 2004. — № 5. — С. 48—54.

10. Мычко, Д. И. Минеральная форма нахождения химических элементов / Д. И. Мычко // Хімія: проблеми викладання. — 2005. — № 2. — С. 60—64.

11. Рябцев, А. Н. Орбиталь как фундаментальное понятие квантовой химии / А. Н. Рябцев // Хімія: проблеми викладання. — 2004. — № 1. — С. 27—39.

12. Мычко, Д. И. Дмитрий Иванович Менделеев и его периодический закон / Д. И. Мычко // Хімія: проблеми викладання. — 2004. — № 1. — С. 3—17.

13. Леенсон, И. А. Чёт или нечёт? Занимательные опыты по химии / И. А. Леенсон. — М. : Химия, 1987. — 176 с.

14. Алексинский, В. Н. Занимательные опыты по химии / В. Н. Алексинский. — М. : Просвещение, 1995. — 96 с.

15. Загорский, В. В. Огни потешные / В. В. Загорский. — М. : Химия и жизнь — XXI век, 1997. — 64 с.

16. Свиридов, В. В. Химия сегодня и завтра / В. В. Свиридов. — Минск : Университетское, 1987. — 128 с.

17. Кукушкин, Ю. Н. Химия вокруг нас / Ю. Н. Кукушкин. — М. : Высшая школа, 1992. — 192 с.

## КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

ОКСИДЫ		ГИДРОКСИДЫ				СОЛИ
		Основания		Амфотерные гидроксиды	Кислоты	
Металлов	Неметаллов	Сильные (щёлочи)	Слабые			Кислоты
				Солеобразующие	Несолеобразующие (NO, CO, N <sub>2</sub> O)	
Основные	Амфотерные	Кислотные (ангидриды)	ВЗАИМОДЕЙСТВУЮТ СО СЛЕДУЮЩИМИ ВЕЩЕСТВАМИ			
Кислоты	Щёлочи	Кислотные и амфотерные оксиды	Щёлочи	Кислоты	Основания и амфотерные гидроксиды	Кислоты (более сильные)
Кислотные оксиды	Основные и амфотерные оксиды	Щёлочи	Щёлочи	Щёлочи	Основания и амфотерные оксиды	Щёлочи (реакция обмена)
H <sub>2</sub> O (только оксиды щелочных и щёлочно-земельных металлов)	H <sub>2</sub> O (кроме SiO <sub>2</sub> )	Амфотерные гидроксиды	Щёлочи	Щёлочи	Соли (более слабых кислот)	Кислотные оксиды
Щёлочи	Щёлочи	Соли (реакция обмена)	Щёлочи	Щёлочи	Соли (реакция обмена)	Соли (реакция обмена)
		Разлагаются при нагревании (кроме NaOH и KOH)			Металлы (до водорода)	Металлы (более активные)
					Аммиак	Разл. при нагревании (карбонаты, нитраты)

## ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ

		1	2	3	4	5	6	7	8	9
		IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIII	
1	1	2,20								
	<b>H</b>	ВОДОРОД 1,00794								
2	3	0,97	4	1,47						
	<b>Li</b>	ЛИТИЙ 6,941	<b>Be</b>	БЕРИЛЛИЙ 9,0122						
3	11	1,01	12	1,23						
	<b>Na</b>	НАТРИЙ 22,9898	<b>Mg</b>	МАГНИЙ 24,305						
4	19	0,91	20	1,04	21	1,20	22	1,32	23	1,45
	<b>K</b>	КАЛИЙ 39,0983	<b>Ca</b>	КАЛЬЦИЙ 40,078	<b>Sc</b>	СКАНДИЙ 44,956	<b>Ti</b>	ТИТАН 47,87	<b>V</b>	ВАНАДИЙ 50,942
5	37	0,89	38	0,99	24	1,56	25	1,60	26	1,64
	<b>Rb</b>	РУБИДИЙ 85,468	<b>Sr</b>	СТРОНЦИЙ 87,62	<b>Cr</b>	ХРОМ 51,996	<b>Mn</b>	МАРГАНЕЦ 54,938	<b>Fe</b>	ЖЕЛЕЗО 55,845
6	55	0,86	56	0,97	27	1,70	28	1,90	29	2,01
	<b>Cs</b>	ЦЕЗИЙ 132,905	<b>Ba</b>	БАРИЙ 137,33	<b>Co</b>	КОБАЛЬТ 58,933	<b>Ni</b>	НИКЕЛЬ 58,693	<b>Cu</b>	МЕДЬ 63,546
7	87	0,86	88	0,97	39	1,11	40	1,22	41	1,23
	<b>Fr</b>	ФРАНЦИЙ [223]	<b>Ra</b>	РАДИЙ [226]	<b>Y</b>	ИТТРИЙ 88,906	<b>Zr</b>	ЦИРКОНИЙ 91,224	<b>Nb</b>	НИОБИЙ 92,906
					42	1,30	43	1,36	44	1,42
					<b>Mo</b>	МОЛИБДЕН 95,94	<b>Tc</b>	ТЕХНЕЦИЙ [98]	<b>Ru</b>	РУТЕНИЙ 101,07
					45	1,45	46	1,63	47	1,78
					<b>Rh</b>	РОДИЙ 102,905	<b>Pd</b>	ПАЛЛАДИЙ 106,42	<b>Ag</b>	СЕРЕБРО 107,868
					71	1,14	72	1,23	73	1,33
					<b>Lu</b>	ЛЮТЕЦИЙ 174,967	<b>Hf</b>	ГАФНИЙ 178,49	<b>Ta</b>	ТАНТАЛ 180,948
					74	1,40	75	1,46	76	1,52
					<b>W</b>	ВОЛЬФРАМ 183,84	<b>Re</b>	РЕНИЙ 186,207	<b>Os</b>	ОСМИЙ 190,23
					103	1,20	104	1,21	105	1,22
					<b>Ir</b>	ИРИДИЙ 192,22	<b>Rf</b>	РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	<b>Db</b>	ДУБНИЙ [262]
					106	1,23	107	1,24	108	1,25
					<b>Sg</b>	СИБОРГИЙ [266]	<b>Bh</b>	БОРИЙ [264]	<b>Hs</b>	ХАССИЙ [269]
					109	1,26	110	1,27	111	1,28
					<b>Mt</b>	МЕЙТНЕРИЙ [268]	<b>Ds</b>	ДАРМШТАДИЙ [271]	<b>Rg</b>	РЕНТГЕНИЙ [272]
					57	1,08	58	1,06	59	1,07
					<b>La</b>	ЛАНТАН 138,906	<b>Ce</b>	ЦЕРИЙ 140,115	<b>Pr</b>	ПРАЗЕОДИМ 140,907
					60	1,07	61	1,07	62	1,07
					<b>Nd</b>	НЕОДИМ 144,24	<b>Pm</b>	ПРОМЕТИЙ [145]	<b>Sm</b>	САМАРИЙ 150,36
					63	1,01	64	1,11	65	1,10
					<b>Eu</b>	ЕВРОПИЙ 151,965	<b>Gd</b>	ГАДОЛИНИЙ 157,25	<b>Tb</b>	ТЕРБИЙ 158,925
					89	1,00	90	1,11	91	1,14
					<b>Ac</b>	АКТИНИЙ [227]	<b>Th</b>	ТОРИЙ 232,038	<b>Pa</b>	ПРОТАКТИНИЙ 231,036
					92	1,22	93	1,22	94	1,22
					<b>U</b>	УРАН 238,028	<b>Np</b>	НЕПТУНИЙ [237]	<b>Pu</b>	ПЛУТОНИЙ [244]
					95	1,20	96	1,20	97	1,20
					<b>Am</b>	АМЕРИЦИЙ [243]	<b>Cm</b>	КЮРИЙ [247]	<b>Bk</b>	БЕРКЛИЙ [247]

Атомный номер      Электроотрицательность

24 1,56  
**Cr**  
 ХРОМ  
 51,996

Относительная атомная масса

## ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

10	11	12	13	14	15	16	17	18
IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	VIIIA
								2 5,50
								<b>He</b> ГЕЛИЙ 4,0026
			5	2,01	6	2,50	7	3,07
			<b>B</b>	БОР 10,811	<b>C</b>	УГЛЕРОД 12,011	<b>N</b>	АЗОТ 14,007
						8	3,50	9
						<b>O</b>	КИСЛОРОД 15,9994	<b>F</b>
								10
								<b>Ne</b> НЕОН 20,1797
			13	1,47	14	1,74	15	2,06
			<b>Al</b>	АЛЮМИНИЙ 26,9815	<b>Si</b>	КРЕМНИЙ 28,086	<b>P</b>	ФОСФОР 30,9738
						16	2,44	17
						<b>S</b>	СЕРА 32,066	<b>Cl</b>
								18
								<b>Ar</b> АРГОН 39,948
28	1,75	29	1,75	30	1,66	31	1,82	32
<b>Ni</b>	НИКЕЛЬ 58,693	<b>Cu</b>	МЕДЬ 63,546	<b>Zn</b>	ЦИНК 65,39	<b>Ga</b>	ГАЛЛИЙ 69,723	<b>Ge</b>
						33	2,20	34
						<b>As</b>	МЫШЬЯК 74,922	<b>Se</b>
								35
								<b>Br</b>
								36
								<b>Kr</b> КРИПТОН 83,80
46	1,35	47	1,42	48	1,46	49	1,49	50
<b>Pd</b>	ПАЛЛАДИЙ 106,42	<b>Ag</b>	СЕРЕБРО 107,868	<b>Cd</b>	КАДМИЙ 112,411	<b>In</b>	ИНДИЙ 114,82	<b>Sn</b>
						51	1,82	52
						<b>Sb</b>	СУРЬМА 121,76	<b>Te</b>
								53
								<b>I</b>
								54
								<b>Xe</b> КСЕНОН 131,29
78	1,44	79	1,42	80	1,44	81	1,44	82
<b>Pt</b>	ПЛАТИНА 195,078	<b>Au</b>	ЗОЛОТО 196,967	<b>Hg</b>	РУТУТЬ 200,59	<b>Tl</b>	ТАЛЛИЙ 204,383	<b>Pb</b>
						83	1,67	84
						<b>Bi</b>	ВИСМУТ 208,980	<b>Po</b>
								85
								<b>At</b>
								86
								<b>Rn</b> РАДОН [222]
110		111		112		113		114
<b>Ds</b>	ДАРМШТАДИЙ [271]	<b>Rg</b>	РЕНТГЕНИЙ [272]	<b>(Uub)</b>	[285]	<b>(Uut)</b>	[284]	<b>(Uuq)</b>
						<b>(Uup)</b>	[289]	<b>(Uup)</b>
						<b>(Uuh)</b>	[288]	<b>(Uuh)</b>
								116
								<b>(Uuo)</b>
								118
								<b>(Uuo)</b> [293]
64	1,11	65	1,10	66	1,10	67	1,10	68
<b>Gd</b>	ГАДОЛИНИЙ 157,25	<b>Tb</b>	ТЕРБИЙ 158,925	<b>Dy</b>	ДИСПРОЗИЙ 162,5	<b>Ho</b>	ГОЛЬМИЙ 164,93	<b>Er</b>
						69	1,11	70
						<b>Tm</b>	ТУЛИЙ 168,934	<b>Yb</b>
								71
								<b>Lu</b> ЛЮТЕЦИЙ 174,967
96	1,20	97	1,20	98	1,20	99	1,20	100
<b>Cm</b>	КЮРИЙ [247]	<b>Bk</b>	БЕРКЛИЙ [247]	<b>Cf</b>	КАЛИФОРНИЙ [251]	<b>Es</b>	ЭЙНШТЕЙНИЙ [252]	<b>Fm</b>
						101	1,20	102
						<b>Md</b>	МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	<b>No</b>
								103
								<b>Lr</b> ЛЮРЕНСИЙ [260]

**ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ СОЛЕЙ,  
КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ (при 20 °С)**

Анионы	Катионы																
	Сильные основания (щёлочи)							Слабые основания									
	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	NH <sup>4+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	H <sup>+</sup>
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Р	Р	Р	—	Н	Р	Р	—	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Н	М	Р	М	Р	Н	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	Н	Н	Н	М	Н	—	—	—	—	Р
F <sup>-</sup>	Р	Р	М	Н	Р	Р	Н	Н	Р	М	Р	Р	—	М	Р	М	Р
HCOO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	—	М
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	Р	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	М
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	—	Н
OH <sup>-</sup>	Р	Р	Р	М	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Р

Р — растворима

(более 1 г на 100 г воды)

М — малорастворима

(от 0,1 г до 1 г на 100 г воды)

Н — нерастворима

(менее 0,1 г на 100 г воды)

— — не существует  
в водном растворе

**РЯД СТАНДАРТНЫХ ЭЛЕКТРОДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОВ МЕТАЛЛОВ**

Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	H <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>
-3,045	-2,924	-2,866	-2,714	-2,363	-1,663	-0,763	-0,744	-0,447	-0,257	-0,136	-0,126	-0,037	0,000	0,339	0,799	0,854	1,188	1,498

**СОДЕРЖАНИЕ**

<b>Учебная программа</b> .....	3
Пояснительная записка .....	3
Содержание программы .....	5
<b>Пособие для учителей</b> .....	10
Тематическое планирование .....	11
Список демонстраций .....	15
Лабораторные опыты .....	20
Расчётные задачи .....	22
Химические сайты .....	48
Литература для учащихся .....	49
Литература для учителя .....	49
<b>Приложения</b> .....	51
Классы неорганических соединений и их основные химические свойства .....	51
Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева .....	52
Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде .....	54
Ряд стандартных электродных потенциалов металлов ...	54

Учебное издание

Колевич Татьяна Александровна  
Матулис Вадим Эдвардович  
Матулис Виталий Эдвардович

# Удивительный мир неорганической химии

10 класс

Пособие для учителей общеобразовательных учреждений  
с белорусским и русским языками обучения

Редактор	<i>Г. И. Кошевникова</i>
Компьютерный набор	<i>В. Ю. Зарецкая</i>
Компьютерная вёрстка	<i>В. Ю. Зарецкая</i>
Корректор	<i>Г. И. Кошевникова</i>

Подписано в печать 06.08.2010 г. Формат 60×84 <sup>1</sup>/<sub>16</sub>.  
Бумага газетная. Печать офсетная.  
Усл. печ. л. 3,25. Уч.-изд. л. 2,4. Тираж 2800 экз.  
1-й завод 730 экз. Заказ № 1154.

РУП «Издательство “Адукацыя і выхаванне”».  
ЛИ № 02330/0552540 от 10.04.2007.  
Ул. Будённого, 21, 220070, г. Минск.

Отпечатано в типографии ОАО «Промпечать».  
ЛП № 02330/0494112 от 11.03.2009.  
Ул. Черняховского, 3, 220049, г. Минск.